

Міністерство освіти і науки України
Харківська національна академія міського господарства

МЕТОДИЧНІ ВКАЗІВКИ

до виконання лабораторних робіт

з дисципліни **"ЗАГАЛЬНА ТА НЕОРГАНІЧНА ХІМІЯ"**

(для студентів 1-2 курсів денної форми навчання напряму 6.040106 – “Екологія, охорона навколишнього середовища та збалансоване природокористування”),

з дисципліни **"ХІМІЯ." Модуль 1 "Загальна та неорганічна хімія"**

(для студентів 1-3 курсів заочної форми навчання напряму 6.040106 – “Екологія, охорона навколишнього середовища та збалансоване природокористування”),

з дисципліни **"ХІМІЯ"**

(для студентів 1 – 2 курсів денної та 1 – 3 курсів заочної форм навчання напрямів 6.060101 – “Будівництво”, 6.050701 – “Електротехніка та електротехнології”, 6.050702 – “Електромеханіка”, 6.070101 – “Транспортні технології (за видами транспорту)”, 6.030601 – “Менеджмент”),

з дисципліни **"ХІМІЯ." Модуль1 "Загальна хімія"**

(для студентів 1 – 2 курсів денної та 1 – 3 курсів заочної форм навчання напрямом 6.060103 – “Гідротехніка (водні ресурси)”))

Методичні вказівки до виконання лабораторних робіт з дисципліни "Загальна та неорганічна хімія" (для студентів 1-2 курсів денної форми навчання напряму 6.040106 – “Екологія, охорона навколишнього середовища та збалансоване природокористування”), з дисципліни "Хімія." Модуль1 "Загальна та неорганічна хімія" (для студентів 1-3 курсів заочної форми навчання напряму 6.040106 – “Екологія, охорона навколишнього середовища та збалансоване природокористування”), з дисципліни "Хімія" (для студентів 1 – 2 курсів денної та 1 – 3 курсів заочної форм навчання напрямів 6.060101 – “Будівництво”, 6.050701 – “Електротехніка та електротехнології”, 6.050702 – “Електромеханіка”, 6.070101 – “Транспортні технології (за видами транспорту)”, 6.030601 – “Менеджмент”), з дисципліни "Хімія." Модуль1 "Загальна хімія" (для студентів 1 – 2 курсів денної та 1 – 3 курсів заочної форм навчання напряму 6.060103 – “Гідротехніка (водні ресурси)”) / Укл. Безцінний О.О., Волювач С.В., Зайцева І.С., Ігнатов І.І., Мокрицька Н.В., Мураєва О.О., Нат Т.П., Нестеренко С.В., Панайотова Т.Д. – Харків: ХНАМГ, 2009. – 59 с. укр. мовою.

Укладачі: О.О. Безцінний,
 С.В. Волювач,
 І.С. Зайцева,
 І.І. Ігнатов,
 Н.В. Мокрицька,
 О.О. Мураєва,
 Т.П. Нат,
 С.В. Нестеренко,
 Т.Д. Панайотова

Рецензент: С. С. Душкін

Рекомендовано кафедрою хімії, протокол № 5 від 24.12.08

Метою цих вказівок є розвиток у студентів навичок наукового експериментування і дослідницького підходу до вивчення предмета і закріплення теоретичного матеріалу. Наведений матеріал повинен бути базою для вивчення основних спецдисциплін відповідно до програми навчання студентів, які спеціалізуються за напрямками: “Екологія, охорона навколишнього середовища та збалансоване природокористування”, “Будівництво”, “Електротехніка та електротехнології”, “Електромеханіка”, “Транспортні технології (за видами транспорту)”, “Менеджмент” і “Гідротехніка (водні ресурси)”

Вказівки повинні сприяти формуванню у студента уявлень про витoki і сучасність теоретичних передумов хімії; досягнення міцного й свідомого засвоєння провідних хімічних понять; сприяння розвитку в студентів навичок роботи в лабораторії і постановки хімічного експерименту.

Лабораторна робота 1

ОСНОВНІ КЛАСИ НЕОРГАНІЧНИХ СПОЛУК

I. Самостійна підготовка

Засвоїти поняття і визначення: найважливіші класи неорганічних сполук, їх номенклатура, графічне зображення формул сполук різних класів, типи хімічних реакцій, формулювання законів збереження маси, сталості складу, закону Авогадро, закону кратних відношень.

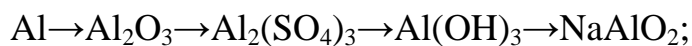
II. Виконати вправи

1. Визначити масу й об'єм газів водню і кисню (н. у.), що потрібні для утворення 9 г води.

2. Визначити масову частку Нітрогену в сполуках: NH_4NO_3 , $\text{Fe}(\text{NO}_3)_2$, NH_3 .

3. Визначити масу тривалентного металу, якщо відомо, що при згорянні 5 г цього металу утворюється 9.44 г оксиду.

4. Навести реакції перетворень:



III. Робота в лабораторії

Дослід 1. Вивчення властивостей оксиду кальцію

У пробірку вносять невелику (на шпателі) кількість оксиду кальцію і додають 5-10 мл води, розмішують і випробують реакцію середовища 1-2 краплями розчину фенолфталеїну. Результат випробування занотують до лабораторного журналу. Роблять висновок про кислотні або лужні властивості оксиду кальцію, складають відповідні реакції.

Дослід 2. Вивчення властивостей оксиду вуглецю (IV)

У пробірку заливають 3-5 мл води, яку забарвлюють 1-3 краплями розчину лакмусу. Крізь воду барботують оксид вуглецю (IV) (CO_2 *перед цим отримують при прожарюванні карбонату кальцію у пробірці з газовідвідною трубкою*) і спостерігають зміну забарвлення води. Складають відповідні рівняння реакцій. Роблять висновок про металічні або неметалічні властивості вуглецю.

Дослід 3. Утворення нерозчинних основ

У пробірку з 5-10 мл води додають 5-10 мл 10%-вого водного розчину солі заліза (III) і 3-5 мл 10%-вого водного розчину гідроксиду натрію. Спостереження і відповідне рівняння реакції занотують до лабораторного журналу.

Дослід 4. Утворення оксиду міді (II)

У пробірку з 5-10 мл 10%-вого водного розчину сульфату міді (II) додають 5-10 мл 10%-вого розчину гідроксиду натрію. Спостерігають утворення осаду і його колір, складають відповідне рівняння реакції. Потім пробірку обережно підігрівують доти, доки не зміниться колір осаду. Висновки й рівняння реакції занотують до лабораторного журналу.

Дослід 5. Утворення осаду нерозчинної солі

У пробірку з 1-2 мл розчину хлориду барію (концентрація 0,05 моль/л) додають 3-5 мл розчину сульфату натрію (концентрація 0,05 моль/л). Результати спостережень і відповідне рівняння реакції занотують до лабораторного журналу.

Контрольні запитання

1. Поясніть закон збереження маси речовини і закон сталості складу з точки зору атомно-молекулярного вчення.
2. Що називають атомом, молекулою?
3. Перелічить головні класи неорганічних сполук, наведіть по 3-4 приклади сполук кожного класу.
4. Чому дорівнює стала Авогадро, що вона показує?
5. Як формулюють закон Авогадро і висновки з нього?

Лабораторна робота 2

ВИЗНАЧЕННЯ МОЛЯРНОЇ МАСИ ЕКВІВАЛЕНТА МАГНІЮ

I. Самостійна підготовка

Засвоїти поняття і визначення "фактор еквівалентності", "еквівалент", "еквівалентна маса", формулювання закону еквівалентів та об'єднаного закону газоподібного стану (рівняння Менделєєва - Клапейрона).

II. Виконати вправи

1. Визначити молярні маси еквівалентів міді й сірки в їх кисневих сполуках.
2. При окисленні 8,91 г металу утворилося 9,71 г його оксиду. Визначити молярну масу еквівалента металу.
3. При розчиненні 0,25 г металу в кислоті утворилося 50,4 мл (н. у.) водню. Визначити молярну масу еквівалента металу.

III. Робота в лабораторії

У роботі застосовують прилад, зображений на рис. 1. Прилад складається з бюретки 1, яка гумовою трубкою сполучається з лійкою 2 і пробіркою 3. Бюретка і пробірка щільно закривають гумовими пробками, крізь які проходять скляні трубки.

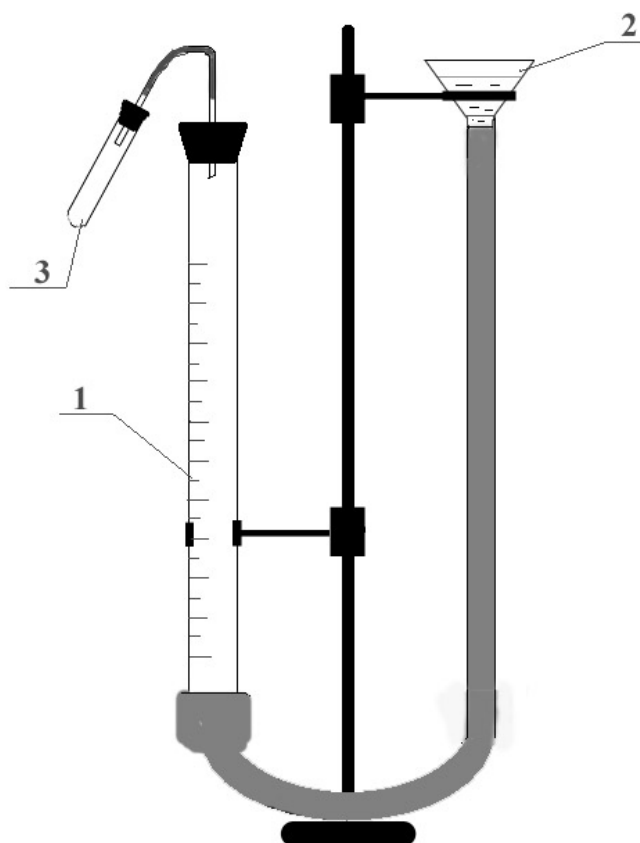


Рис. 1.

Перед початком досліду прилад обов'язково перевіряють на герметичність, для цього кільце з лійкою переміщують вниз. Якщо прилад герметичний, рівень води в бюретці при цьому лише в першу мить трохи знижується, а потім залишається незмінним. Якщо рівень води в бюретці знижується безперервно доки опускається лійка, то це свідчить про негерметичність з'єднань, яка має бути усунена до початку досліду.

На техніко-хімічних терезах зважують близько 0,03 г металу магнію. Виймають пробку з пробірки приладу і переміщенням лійки (вгору або вниз) встановлюють рівень води в бюретці на нульовій позначці або трохи нижче. Відміряють циліндром 5 мл розчину сульфатної кислоти і вливають її у пробірку крізь невелику лійку з подовженою трубкою (щоб кислота не змочила із середини верхню частину поверхні пробірки). Пробірку з кислотою нахиляють майже горизонтально, але так, щоб рівень кислоти в пробірці не досягав верхньої її частини, і щоб ця верхня частина залишалася сухою. На цю суху поверх-

ню кладуть заздалегідь зважену наважку магнію, після чого пробірку щільно закривають пробкою, звертаючи особливу увагу на те, щоб магній і кислота уникнули передчасного взаємного дотику.

Далі, переміщуючи лійку з водою вгору або вниз, рівень води у лійці встановлюють на рівні води у бюретці, що є необхідною передумовою досягнення відповідності газового тиску всередині приладу атмосферному тиску. Відповідний цьому рівень води в бюретці h_1 визначають за нижнім меніском з точністю 0,01 мл і занотовують до лабораторного журналу.

Потім, повертаючи пробірку до вертикального стану, струшують магній у розчин сульфатної кислоти і спостерігають утворення газу водню, який поступово витискує воду з бюретки. Коли реакція скінчиться, пробірці дають час охолонути до температури оточуючого середовища, після чого знову, як і перед початком реакції, переміщенням лійки досягають однакового рівня води у бюретці й лійці. У лабораторний журнал занотовують цей кінцевий рівень води в бюретці h_2 , а також показання кімнатного термометра T (в градусах Кельвіна) і барометра (у мм. рт. стовпчика, якщо барометр з градуїровкою в Па відсутній).

Розрахунки

1. Обчислюють об'єм водню $V(\text{H}_2) = h_2 - h_1$, що утворився під час реакції (тут і далі в розрахунках використовують розмірності системи СІ, тому об'єм визначають в м^3 , $1 \text{ мл} = 10^{-6} \text{ м}^3$).

2. За рівнянням Менделєєва-Клапейрона обчислюють масу утвореного водню (в кг, $1 \text{ г} = 10^{-3} \text{ кг}$)

$$m(\text{H}_2) = \frac{P(\text{H}_2) \cdot V(\text{H}_2) \cdot M(\text{H}_2)}{RT},$$

де $M(\text{H}_2)$ – молярна маса водню, кг/моль;

$m(\text{H}_2)$ – маса газу водню, кг;

$V(\text{H}_2)$ – об'єм газу водню, м^3 ;

$P(\text{H}_2)$ – парціальний тиск газу водню, Па;

$R = 8,314 \text{ Дж}/(\text{моль} \cdot \text{К})$ – універсальна газова стала.

Парціальний тиск водню $P(\text{H}_2)$ у бюретці обчислюють відніманням від загального тиску газів усередині приладу (що за умов досліду дорівнює атмосферному тиску) парціального тиску водяної пари $P(\text{H}_2\text{O})$, значення якого залежно від температури наведені в табл. 1. Якщо лабораторний барометр реєструє атмосферний тиск в мм. рт. стовпчика, то дані барометра переводять в Па із розрахунку 1 мм. рт. стовпчика = 133,322 Па.

Таблиця 1

| | | | | | | | | | | | |
|------------------------------|------|------|------|------|------|------|------|------|------|------|------|
| $t^\circ\text{C}$ | 15 | 16 | 17 | 18 | 19 | 20 | 21 | 22 | 23 | 24 | 25 |
| $P_{\text{води, мм.рт.ст.}}$ | 12,8 | 13,6 | 14,5 | 15,5 | 16,5 | 17,5 | 18,5 | 19,8 | 21,1 | 22,4 | 23,8 |
| $P_{\text{води, Па}}$ | | | | | | | | | | | |

3. За законом еквівалентів :

$$\frac{m(\text{Mg})}{m(\text{H}_2)} = \frac{M\left(\frac{1}{2}\text{Mg}\right)}{M\left(\frac{1}{2}\text{H}_2\right)}.$$

Знаходимо молярну масу еквівалента магнію:

$$M\left(\frac{1}{2}\text{Mg}\right) = \frac{m(\text{Mg}) \cdot M\left(\frac{1}{2}\text{H}_2\right)}{m(\text{H}_2)},$$

де $M\left(\frac{1}{2}\text{Mg}\right)$ і $M\left(\frac{1}{2}\text{H}_2\right)$ – молярні маси еквівалентів магнію і водню, відповідно, г/моль;

$m(\text{Mg})$ і $m(\text{H}_2)$ – відповідно маси магнію, що розчинився, і водню, що утворився під час досліду, г.

4. Розрахуємо теоретичне значення еквівалентної маси магнію:

$$M\left(\frac{1}{2}\text{Mg}\right) = f_{\text{екв.}}(\text{Mg}) \cdot M(\text{Mg}),$$

де $f_{\text{екв.}}(\text{Mg})$ – фактор еквівалентності магнію, який дорівнює 1/2;

$M(\text{Mg})$ – молярна маса магнію – 24,25 г/моль.

Тоді теоретичне значення молярної маси еквіваленту магнію дорівнює:

$$M\left(\frac{1}{2}\text{Mg}\right)_{\text{теор.}} = 1/2 \cdot 24,25 = 12,1 \text{ г/моль.}$$

5. Розрахуємо відносну похибку визначення $M\left(\frac{1}{2}Mg\right)$:

$$\Delta M\left(\frac{1}{2}Mg\right) = \frac{\left| M\left(\frac{1}{2}Mg\right) - M\left(\frac{1}{2}Mg\right)_{теор.} \right|}{M\left(\frac{1}{2}Mg\right)_{теор.}} \cdot 100, \%$$

Контрольні запитання

1. Що розуміють під молярною масою елемента, молярною масою складної сполуки?
2. У чому суть закону еквівалентів, як він формулюється?
3. Як обчислюють молярні маси еквівалентів кислот, основ, солей?
4. Які елементи мають перемінні значення молярних мас еквівалентів і за яких умов?
5. Які вам відомі експериментальні методи визначення молярних мас еквівалентів елементів?

Лабораторна робота 3

ВИВЧЕННЯ ВЛАСТИВОСТЕЙ ЕЛЕМЕНТІВ ТА ЇХ СПОЛУК ЗАЛЕЖНО ВІД ЇХ РОЗТАШУВАННЯ В ПЕРІОДИЧНІЙ СИСТЕМІ Д.І. МЕНДЕЛЄЄВА

І. Самостійна підготовка

Засвоїти поняття і теоретичні основи, що лежать в основі квантово-механічного вчення про будову атомів хімічних елементів, вміти вільно оперувати значеннями квантових чисел при визначенні кількості енергетичних рівнів, підрівнів, орбіталей і електронів на них, визначати властивості елементів залежно від електронної будови атомів, пояснювати періодичність властивостей елементів.

II. Виконати вправи

1. Скласти схему розподілу електронів за квантовими коміркам в атомах Кальцію і Скандію. Порівняти будову атомів цих елементів і їх властивості.
2. Вказати, в яких періодах, групах та підгрупах періодичної системи містяться елементи з будовою зовнішніх оболонок $4s^2 4p^4$ та $3d^6 4s^2$. Навести назви й порядкові номери цих елементів.
3. Навести елементи, в атомах яких має місце „провал” електронів, пояснити, чим зумовлене це явище.
4. Серед конфігурацій $3d^4 4s^2$, $5s^2 5d^8$, $3d^{10} 4s^0$, $4f^{14}$ вказати неможливі. У чому причина неможливості визначених конфігурацій у незбудженому стані атому?

III. Робота в лабораторії

Дослід 1. Взаємодія металу натрію з водою

Фарфорову чашку наповнюють дистильованою водою приблизно до 1/4 її об'єму. У воду кидають невелику платівку металу натрію (користуючись пінцетом!). По закінченні реакції у розчин додають 1-2 краплини фенолфталеїну, відмічають забарвлення розчину. До лабораторного журналу заносять спостереження щодо перебігу реакції, рівняння реакції і висновки.

Дослід 2. Взаємодія металу магнію з водою

У пробірку, на третину заповнену водою, кидають зачищену від оксидної плівки платівку металу магнію і додають кілька краплин розчину фенолфталеїну. За відсутністю забарвлення розчину роблять висновок про відсутність помітної реакції між магнієм і водою за кімнатної температури. Потім пробірку вносять у полум'я газового пальника. Фіксують зміни, що відбуваються у пробірці (забарвлення розчину, утворення газу). Складають відповідні рівняння реакції. Порівнюють умови перебігу цієї реакції з аналогічною реакцією натрію з водою (див. Дослід 1). Висновок про спільні й розбіжні властивості натрію і магнію

пояснюють електронною будовою їх атомів і їх розташуванням в періодичній системі.

Дослід 3. Амфотерні властивості алюмінію

а) Взаємодія алюмінію з кислотами.

У дві пробірки кладуть по маленькому шматочку алюмінієвого дроту і додають в одну пробірку 8-10 краплин розчину розведеної хлоридної або сульфатної кислоти, а в другу – 2-3 краплини концентрованої сульфатної кислоти. Порівнюють перебіг реакцій в обох пробірках, складають рівняння реакції, роблять висновок про металічні властивості алюмінію і умови ефективного розчинення алюмінію в сульфатній кислоті.

б) Взаємодія алюмінію з лугами.

У пробірку зі шматочком алюмінієвого дроту додають 3-5 мл гідроксиду натрію (концентрація 2 моль/л). Спостерігають реакцію, складають рівняння реакції, роблять висновок про неметалічні властивості алюмінію в цій реакції.

Порівнюють результати дослідів а) і б), роблять висновок про амфотерність алюмінію, зумовлену електронною будовою його атомів і розташуванням у періодичній системі.

Дослід 4. Добування гідроксиду алюмінію і вивчення його властивостей

У дві пробірки наливають по 1-2 мл розчину сульфату (або хлориду) алюмінію концентрацією 0,01 моль/л і додають декілька краплин розчину їдкого натру концентрацією 2 моль/л.

Спостерігають утворення осаду, складають рівняння реакції. Далі рідину з обох пробірок обережно зливають, а до осадів додають: в одну пробірку 1-2 мл розчину хлоридної кислоти, у другу – 1-2 мл розчину їдкого натру (обидві речовини концентрацією 2 моль/л). Спостереження занотують до журналу, складають рівняння реакцій, роблять висновок про амфотерні властивості гідроксиду алюмінію.

Дослід 5. Порівняння окисних властивостей галогенів

В одну пробірку з 3-4 краплями органічного розчинника (ефір, толуол, бензол, тощо) додають 4-5 мл 0,5 М розчину броміду калію (натрію), в другу пробірку з 3-4 краплями органічного розчинника додають 4-5 мл 0,5 М розчину йодиду калію (натрію). У пробірку з бромідом додають 4-5 мл хлорної води, в пробірку з йодидом – 4-5 мл бромної води. Рідину у кожній пробірці добре перемішують скляною паличкою. За забарвленням шару органічного розчинника (що не змішується з водою) визначають, який галоген утворюється в кожній пробірці у вільному стані. Складають відповідні рівняння реакцій порівнюють окислювально-відновні властивості хлору, броду та йоду і роблять висновок про зміну окислювально-відновних властивостей елементів однієї підгрупи залежно від розміщення в періодичній системі.

Контрольні запитання

1. Що розуміють під поняттям електронегативності елемента? Яким чином значення відносної електронегативності елемента відбиває металічні або неметалічні властивості елемента? В якого з елементів періодичної системи найбільш яскраво виявлені неметалічні властивості? Відповідь мотивуйте уявленнями про будову атомів елементів.
2. Як змінюються хімічні властивості елементів від порядкового номера в періодичній системі в межах одного періоду (малого і великого)? Відповідь мотивуйте уявленнями про будову атомів.
3. Наведіть приклади амфотерних елементів, причину амфотерності елементів і їх розташування в періодичній системі поясніть будовою атомів цих елементів.
4. Як змінюється енергія іонізації, спорідненість до електрону і радіус атомів у періоді, групі й підгрупі періодичної системи?
5. Як змінюються властивості елементів головних підгруп від порядкового номера елементів, як це пов'язане з електронною будовою атомів?

6. Яка послідовність заповнення електронами підрівнів залежно від суми головного і орбітального квантових чисел?

7. Хлор і Манган розташовані в одній групі періодичної системи. До яких (s, p, d, f) елементів відносять Хлор і Манган? Якого висновку можна дійти про спільні й розбіжні властивості цих елементів?

Лабораторна робота 4

ВИВЧЕННЯ ШВИДКОСТІ ХІМІЧНИХ РЕАКЦІЙ

I ХІМІЧНОЇ РІВНОВАГИ

I. Самостійна підготовка

Засвоїти поняття і визначення: швидкість хімічної реакції, гомогенні й гетерогенні реакції, залежність швидкості гомогенної реакції від різноманітних факторів, швидкість гетерогенних реакцій, порушення рівноваги під впливом тих чи інших факторів.

II. Виконати вправи

1. У скільки разів зміниться швидкість реакції $2\text{NO} + \text{O}_2 \rightleftharpoons 2\text{NO}_2$ при збільшенні концентрації кожної вихідної речовини відповідно в два й три рази?

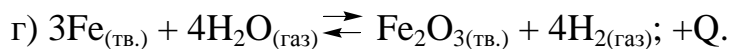
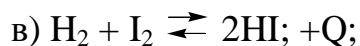
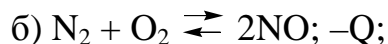
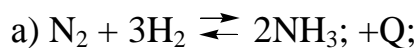
2. Як зміниться швидкість прямої реакції при взаємодії оксиду Карбону і хлору згідно з рівнянням $\text{CO} + \text{Cl}_2 \rightleftharpoons \text{COCl}_2$, якщо концентрація оксиду Карбону, що дорівнює 0,5 моль/л, збільшиться до 1,2 моль/л, а концентрація хлору збільшиться від 0,2 до 0,6 моль/л?

3. П'ятихлористий фосфор дисоціює при нагріванні згідно з рівнянням



При певній температурі з 2-х моль PCl_5 , які містяться у закритій посудині місткістю 10 л, продисоціює тільки 1,5 моль. Обчислити константу рівноваги наведеної реакції за цих умов.

4. В який бік зміститься рівновага за умов збільшення або зменшення тиску і температури в реакціях:



III. Робота в лабораторії

Дослід 1. Залежність швидкості хімічної реакції від концентрації реагуючих речовин

Для спостереження цієї залежності пропонується реакція між тіосульфатом натрію $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ і сульфатною кислотою:



Таку реакцію можна вважати необоротною, бо внаслідок неї утворюється осад сірки, яка у воді майже нерозчинна. Крім того, у запропонованій реакції поява осаду сірки спостерігається не відразу після додавання сульфатної кислоти в розчин тіосульфату, а через деякий час, отже вимірюючи цей час при різних концентраціях реагуючих речовин, можна кожного разу оцінити швидкість цієї реакції. Для цього беруть три чисті й заздалегідь просушені пробірки і в кожній готують різні за концентрацією розчини тіосульфату натрію таким чином:

- у першу пробірку вносять 4 краплини тіосульфату натрію концентрацією 0,5 моль/л і 8 краплин дистильованої води;
- у другу пробірку – 8 краплин тіосульфату натрію і 4 краплини води;
- у третю – тільки 12 краплин тіосульфату (води не додають).

Потім в першу пробірку додають 1 краплину сульфатної кислоти (1 моль/л) і одночасно вмикають секундомір, за яким відмічають час до появи першої, але помітної опалесценції розчину (момент появи опалесценції краще спостерігається при боковому освітленні на темному фоні). Аналогічно реєструють час появи осаду в другій і третій пробірках, в які також додають по 1 краплині сульфатної кислоти. Умови й результати досліду занотовують до табл. 2, роблять висновки.

Таблиця 2

| Номер пробірки | Число крапель розчину $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ | Число крапель води | Число крапель розчину H_2SO_4 | Час до появи опалесценції, с |
|----------------|---|--------------------|---|------------------------------|
|----------------|---|--------------------|---|------------------------------|

Дослід 2. Залежність швидкості хімічної реакції від температури

Готують термостат, для чого лабораторний стакан місткістю 200-300 мл на дві третини заповнюють водою. Стакан накривають кришками з трьома отворами. У першому отворі розміщують термометр, кінець якого занурюють у воду, в другому отворі – пробірку з сульфатною кислотою концентрацією 1 моль/л, у третьому отворі – пробірку з розчином тіосульфату натрію, утвореному з 8 краплин розчину тіосульфату натрію (концентрація 0,5 моль/л) і 4 краплини води. Далі відмічають температуру води у термостаті, після чого (не виймаючи пробірок) піпеткою з пробірки із сульфатною кислотою додають 1 краплину сульфатної кислоти в пробірку з розчином тіосульфату натрію (одночасно вмикаючи секундомір) і реєструють час до появи опалесценції. Другий дослід виконують аналогічно першому, але за температури на 10°C вище (для підвищення температури до термостату додають гарячу воду). Умови й результати досліду наводять у табл. 3.

Таблиця 3

| Номер пробірки | Число крапель $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ | Число крапель H_2SO_4 | Температура розчину, $^\circ\text{C}$ | Час до появи опалесценції, с |
|----------------|---|---------------------------------------|---------------------------------------|------------------------------|
|----------------|---|---------------------------------------|---------------------------------------|------------------------------|

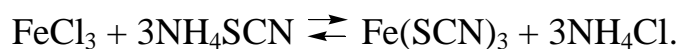
Дослід 3. Вплив поверхні реагуючих речовин на швидкість хімічної реакції в гетерогенній системі

Беруть дві, по можливості однакові (розміром з горошину) грудки крейди (CaCO_3). Одну грудку непошкодженою розміщують в одній пробірці, другу –

спочатку товчуть у ступці, а потім розміщують у другій пробірці. До обох пробірок одночасно додають по 10-15 краплин хлоридної кислоти (густина 1,19 г/см³). До лабораторного журналу занотовують візуальні спостереження, рівняння реакції, роблять висновки.

Дослід 4. Вплив концентрації реагуючих речовин на зміщення хімічної рівноваги

Зміщення хімічної рівноваги за умов зміни концентрації реагуючих речовин зручно спостерігати на реакції взаємодії між хлоридом заліза (III) і тіоціанатом амонію:



Внаслідок цієї реакції утворюється добре розчинений у воді тіоціанат заліза (III) червоного кольору. За зміною інтенсивності кольору тіоціанату заліза можна оцінювати зміну його концентрації в розчині, а отже, і зміщення хімічної рівноваги.

У чотирьох пробірках розміщують по 5-8 краплин розчинів хлориду заліза (III) і тіоціаната амонію (концентрація розчинів 0,001 моль/л). Рідину в пробірках перемішують скляною паличкою, після чого пробірки розташовують у штативі. Першу пробірку залишають як контрольну, в другу – додають 1 краплину насиченого розчину хлориду заліза (III), в третю – 1 краплину насиченого розчину тіоціаната амонію, у четверту – невелику (на шпателі) кількість кристалів хлориду амонію. Далі порівнюють забарвлення розчинів у кожній пробірці з інтенсивністю забарвлення у першій (контрольній) пробірці. Спостереження і висновки наводять у табл. 4.

Таблиця 4

| Номер пробірки | Додавлена речовина | Зміна кольору розчинів у пробірках | Напрямок зміщення хімічної рівноваги |
|----------------|--------------------|------------------------------------|--------------------------------------|
| | | | |

Наводять рівняння константи рівноваги реакції, що досліджується і головні чинники зміщення цієї рівноваги.

Контрольні запитання

1. Як впливає на швидкість хімічної реакції зміна концентрацій реагуючих речовин?
2. Що розуміють під константою швидкості хімічної реакції, від яких чинників вона залежить?
3. Як впливає на швидкість хімічної реакції зміна температури й тиску?
4. Принцип Ле-Шательє (формулювання, приклади).
5. Яке значення в гетерогенних реакціях має розвиненість поверхні реагуючих речовин?

Лабораторна робота 5

ВИВЧЕННЯ ВЛАСТИВОСТЕЙ РОЗЧИНІВ ЕЛЕКТРОЛІТІВ

I. Самостійна підготовка

Засвоїти поняття і визначення: особливості використання законів Вант-Гоффа і Рауля для розчинів електролітів, теорія електролітичної дисоціації, сильні й слабкі електроліти, ступінь дисоціації, константа дисоціації слабких електролітів, активність іонів у розчині.

II. Виконати вправи

1. При розчиненні 0,01 моль оцтової кислоти у воді 20% розчинених молекул розпалися на іони. Скільки окремих часток (іонів, молекул) розчиненої речовини міститься у розчині?
2. На скільки іонів продисоціює молекула електроліту, якщо його ступінь дисоціації дорівнює 72%, а розчин, який вміщує 0,05 моль електроліту в 1000 г

води, кристалізується при температурі $-0,227^{\circ}\text{C}$. Кріоскопічна стала води $1,86^{\circ}\text{C}/\text{моль}$.

3. Розчин, який вміщує 2,1 г гідроксиду калію в 250 г води, кристалізується при температурі $-0,519^{\circ}\text{C}$. Чому дорівнює ізотонічний коефіцієнт для цього розчину? Кріоскопічна стала води $1,86^{\circ}\text{C}/\text{моль}$.

4. Яким повинен бути осмотичний тиск 0,1М розчину хлориду калію, якщо його ступінь дисоціації у водному розчині 80%, а температура розчину 20°C ?

III. Робота в лабораторії

Дослід 1 (груповий). Електропровідність розчинів електролітів

Для вивчення електропровідності розчинів різних речовин використовують прилад, схема якого наведена на рис. 2.

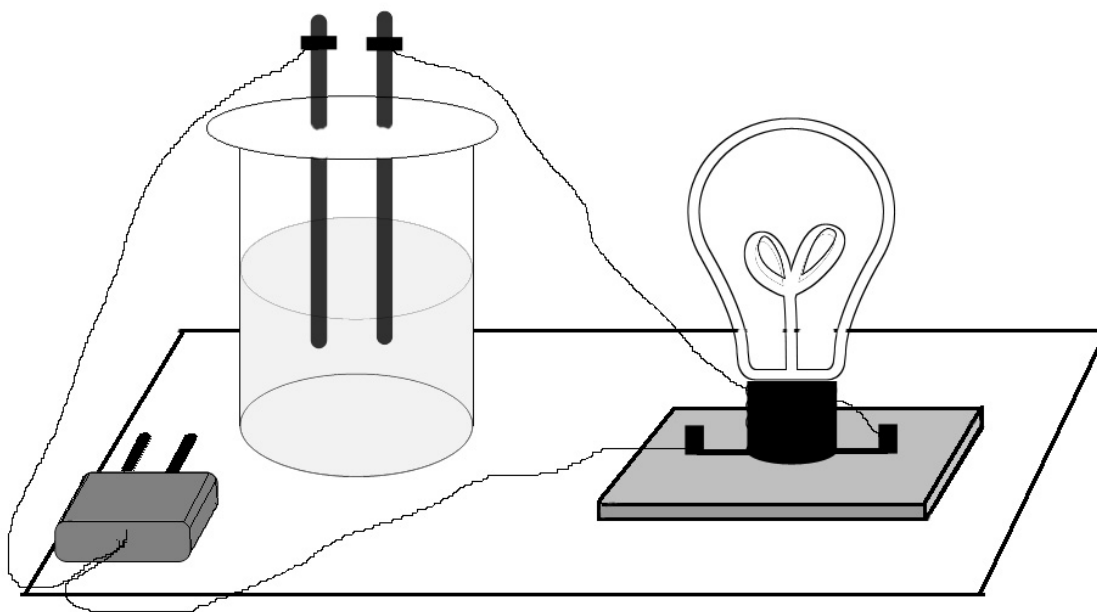


Рис. 2.

Посудом для розчинів електролітів є склянки на 50-100 мл, електроди – вугільні.

Електропровідність вимірюють таким чином: наливають у склянки по 20-25 мл 0,1 М розчинів електролітів (хлоридної й оцтової кислот, гідроксиду на-

трію або калію, гідроксиду амонію, цукру), а також водопровідної і дистильованої води.

У кожен склянку послідовно занурюють електрод (на одну і ту ж глибину при кожному вимірюванні), далі вмикають прилад у мережу змінного струму і спостерігають, як світиться лампочка. Яскравість світла лампочки пропорційна електропровідності розчину. Перед кожним вимірюванням електропровідності нового розчину електроди добре промивають у дистильованій воді.

У лабораторному журналі занотовують рівняння дисоціації усіх електролітів, вирази констант дисоціації слабких електролітів, роблять висновки.

Дослід 2. Зміщення рівноваги дисоціації слабких електролітів.

Вплив однойменного іону сильного електроліту на ступінь дисоціації слабого електроліту

а) У дві пробірки вміщують по 7-10 краплин 0,1 М розчину оцтової кислоти. У кожен пробірку додають по 1 краплині розчину індикатора (метилового оранжевого). Занотовують спостереження. Одну пробірку залишають для порівняння, в іншу додають декілька кристалів ацетату натрію і мішають розчин скляною паличкою. Порівнюють колір у двох пробірках. Наводять рівняння процесу дисоціації ацетату натрію, оцтової кислоти, вираз константи дисоціації оцтової кислоти. У висновках визначають вплив однойменних іонів на ступінь дисоціації слабкої кислоти.

б) У дві пробірки вміщують по 5-7 краплин 0,1М розчину аміаку. У кожен пробірку додають одну краплину розчину фенолфталеїну. Занотовують спостереження (зміну кольору розчину). Одну пробірку з розчином залишають для порівняння, а в іншу додають декілька кристалів солі хлориду амонію і мішають розчин скляною паличкою. Визначають зміну кольору розчинів. Наводять рівняння дисоціації гідроксиду амонію і хлориду амонію, вираз константи дисоціації гідроксиду амонію. У висновках відзначають вплив однойменних іонів на ступінь дисоціації слабких основ.

Дослід 3. Іонні реакції (реакції обміну) у розчинах сильних електролітів

а) Іонні реакції з утворенням малорозчинних солей

У три пробірки вміщують по 10-15 краплин розчину хлориду барію. В одну з них додають декілька краплин розчину сульфату натрію, до другої – розчину сульфатної кислоти, до третьої – розчину сульфату алюмінію. Наводять спостереження, рівняння реакцій, висновки.

б) Іонні рівняння з утворенням малорозчинних кислот та основ

В одну пробірку вміщують 5-7 краплин розчину силікату натрію і додають до нього декілька краплин хлоридної кислоти до утворення осаду малорозчинної кислоти. В іншу пробірку вміщують 5-7 краплин хлориду заліза (III) і додають до нього декілька краплин розчину гідроксиду натрію до утворення осаду слабкої основи. Наводять спостереження, рівняння реакції, висновки.

в) Іонні рівняння з утворенням слабких електролітів

В одну пробірку вміщують 7-10 краплин розчину карбонату натрію і додають до нього декілька краплин хлоридної кислоти. У другу пробірку вміщують 4-5 краплин хлориду амонію, додають декілька краплин гідроксиду натрію та трохи нагрівають пробірку. Занотовують спостереження, рівняння реакцій, висновки.

Дослід 4. Порівняння хімічної активності кислот

В одну пробірку вміщують 4-6 краплин 2М розчину оцтової кислоти, в іншу – стільки ж 2М розчину хлоридної кислоти. В обидві пробірки додають приблизно однакові грудки мармуру або крейди. Занотовують спостереження, рівняння реакцій, висновки.

Контрольні запитання

1. Що таке сильні й слабкі електроліти?

2. Що таке ступінь дисоціації електроліту, від яких факторів вона залежить?

3. Напишіть молекулярні та іонні рівняння реакції між розчинами карбонату калію і сульфатною кислотою; між розчинами хлориду кальцію і карбонату натрію.

Лабораторна робота 6

ГІДРОЛІЗ СОЛЕЙ

I. Самостійна підготовка

Засвоїти поняття і визначення: електролітична дисоціація води, іонний добуток води, водневий показник та його значення у різних середовищах; індикатори, гідроліз солей і фактори, від яких залежить гідроліз солей.

II. Виконати вправи

1. Яка концентрація іонів H^+ і OH^- у розчинах: $pH=7$, $pH=4$, $pH=9$? Яка реакція середовища?

2. Знайти pH 0,1М розчину HCl і 0,01М розчину $NaOH$ (дисоціацію HCl і $NaOH$ вважати повною).

3. Яку реакцію середовища мають водні розчини нітрату алюмінію, карбонату амонію, сульфату натрію, хлориду амонію?

4. Яка сіль (Na_2CO_3 чи Na_2SO_3) має більшу ступінь гідролізу? Наведіть молекулярні та іонні рівняння реакцій гідролізу цих солей.

III. Робота в лабораторії

Дослід 1. Забарвлення індикаторів у кислому

й лужному середовищах

У три пробірки (№1, №2, №3) вміщують по 20 краплин 0,1М розчину HCl , у три інші (за такими ж номерами) – по 20 краплин 0,1М розчину $NaOH$. До пробірок №1 (з кислотою і лугом) додають 1-3 краплини розчину метилового оранжевого, до пробірок №2 — 1-3 краплини розчину фенолфталеїну. Розчин у пробірці №3 випробовують індикаторним папером. Занотовують у жур-

налі, яке забарвлення мають метиловий оранжевий, фенолфталеїн та індикаторний папір у кислотному й лужному середовищах.

Дослід 2. Реакції середовищ у розчинах різних електролітів

У п'ять пробірок на 1/2 їх місткості наливають наступні розчини солей: у першу — CH_3COONa , у другу — $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$, у третю — $(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$, у четверту — NaCl , у п'яту — Na_2CO_3 та в кожен занурюють індикаторний папір. За зміною забарвлення індикатора роблять висновок про реакції середовища у розчині кожної солі.

Занотовують спостереження, молекулярні та іонні рівняння реакцій гідролізу цих солей, константи гідролізу солей, висновки про реакції середовища в розчинах солей.

Дослід 3. Фактори, що впливають на ступінь гідролізу солей.

а) Вплив сили кислоти та основи, які утворюють сіль, на ступінь її гідролізу

У дві пробірки до 2/3 їх місткості наливають дистильованої води. В одну пробірку додають декілька кристалів сульфату натрію (Na_2SO_4), в другу — стільки ж кристалів карбонату натрію (Na_2CO_3) й додають у кожен пробірку по 1-3 краплини розчину фенолфталеїну. Відзначають, у розчині якої солі забарвлення фенолфталеїну більш інтенсивне. Занотовують спостереження, наводять висновки, як кислота, що утворює сіль, впливає на ступінь гідролізу солі.

б) Вплив температури на ступінь гідролізу

У пробірку на 1/2 її місткості наливають дистильовану воду, додають декілька кристалів ацетату натрію та 1-3 краплини розчину фенолфталеїну. Відзначають забарвлення розчину. Нагрівають пробірку з розчином на водяній бані і відзначають зміну забарвлення розчину при нагріванні. Висновок про вплив температури на ступінь гідролізу занотовують до журналу.

Контрольні запитання

1. Що буде з іонною рівновагою води і ступенем її дисоціації при доданні лугу або сильної кислоти?
2. Водневий показник (рН), його значення у кислих, нейтральних і лужних середовищах.
3. Які солі гідролізуються? Навести приклади, написати молекулярні та іонні рівняння реакцій гідролізу цих солей, зазначити рН розчинів.
4. Які фактори впливають на ступінь гідролізу солей?

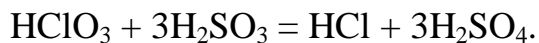
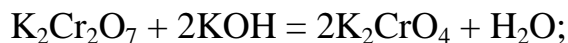
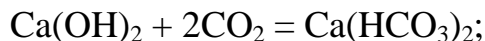
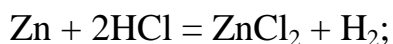
Лабораторна робота 7 ОКИСНО-ВІДНОВНІ РЕАКЦІЇ

I. Самостійна підготовка

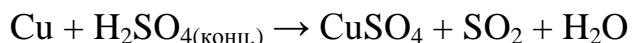
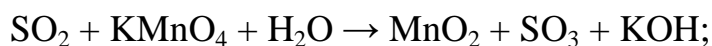
Засвоїти поняття та визначення: окислювально-відновні реакції, ступінь окислення, принцип підбору коефіцієнтів в окислювально-відновних реакціях, найважливіші окисники і відновники, окисно-відновні потенціали та їх роль у розв'язанні питання про можливість і напрямок перебігу реакцій.

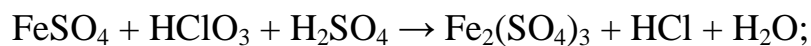
II. Виконати вправи

1. Які з реакцій, рівняння котрих наведені нижче, є окисно-відновними:



2. Підберіть коефіцієнти у схемах окисно-відновних реакцій, визначте відновник і окисник, зазначте, яку роль виконують сполуки сірки в цих реакціях:





III. Робота у лабораторії

Дослід 1. Прості речовини й елементарні іони у якості окисників і відновників

У пробірку з 5-6 краплями 1М розчину сульфатної кислоти кидають шматочок цинку або магнію. Занотовують спостереження, складають рівняння реакції, визначають, яку роль виконує цинк (магній) у цій реакції, який іон виконує роль окисника.

Дослід 2. Міжмолекулярні окисно-відновні реакції. Окисно-відновні властивості сполук сірки залежно від її ступеня окиснення

У три пробірки наливають по 3 краплини розчину перманганату калію (KMnO_4) і 0,5М сульфатної кислоти. Позначивши колір розчинів, додають у першу пробірку щойно приготований водний розчин сірководню (H_2S), у другу – декілька кристалів сульфіту натрію (Na_2SO_3), у третю – декілька крапель концентрованої сульфатної кислоти (обережно!!!). Розмішують вміст усіх пробірок, за зміною забарвлення встановлюють, між якими речовинами відбуваються реакції.

Занотовують спостереження, складають рівняння реакцій, які відбуваються за схемами:



Дослід 3. Внутрішньомолекулярні окисно-відновні реакції. Розклад дихромату амонію

На азбестову сітку вміщують купкою небагато кристалічного дихромату амонію $(\text{NH}_4)_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ й обережно нагрівають невеликим полум'ям до початку реакції.

Спостерігають зміну кольору й виділення газу. Записують спостереження, складають рівняння реакції, враховуючи, що продуктами реакції є оксид хрому (III), азот і вода, зазначають окисник і відновник.

Дослід 4. Складні іони в окисно-відновних реакціях.

Відновлення дихромату калію іодидом калію

До пробірки наливають 3-4 краплі дихромату калію, підкислюють декількома краплями 1М сульфатної кислоти і додають краплями розчин іодиду калію (до помітної зміни забарвлення розчину) і декілька крапель розчину крохмалю.

Занотовують спостереження, підбирають коефіцієнти до рівняння реакції:



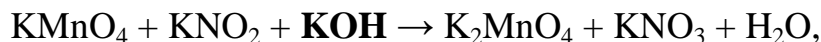
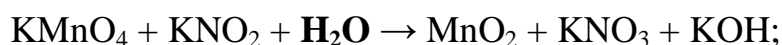
визначають, яка речовина виконує роль окислювача, а яка – відновника.

Дослід 5. Значення середовища в окисно-відновних процесах

У три пробірки наливають по 3-4 краплі розчину перманганату калію. До першої з них додають 2-3 краплі 1М розчину сульфатної кислоти, до другої – стільки ж дистильованої води, до третьої – таку ж кількість лугу. Далі, до всіх трьох пробірок по декілька кристалів нітриту калію (KNO_2), розмішують до повного розчинення кристалів. Через 3-4 хвилини фіксують зміну кольору розчинів і випадіння осаду в одній з трьох пробірок.

Занотовують спостереження, складають схеми окисно-відновних процесів, враховуючи, що колір сполук мангану залежить від його ступеня окиснен-

ня: іон MnO_4^{2-} – зелений, Mn^{2+} – безбарвний, MnO_2 – випадає у вигляді бурого осаду, підбирають коефіцієнти до рівнянь реакцій:



визначають окисник і відновник.

Контрольні запитання

1. Які реакції є окисно-відновними? Які процеси називають окисненням, які – відновленням? Які речовини є окисниками, які – відновниками?

2. Як змінюється ступінь окиснення окисника і відновника в окисно-відновних реакціях? Наведіть приклади.

3. Якими величинами характеризують окисні й відновні властивості елементів і складних речовин?

4. Як, користуючись таблицею окисно-відновних потенціалів, визначити:

а) силу окисника і відновника за інших рівних умов;

б) напрямок перебігу реакції за стандартних умов?

5. Які речовини можуть виявляти тільки окисні властивості, які – тільки відновні, які – і окисні, і відновні?

Лабораторна робота 8 ВЛАСТИВОСТІ МЕТАЛІВ

I. Самостійна підготовка

Засвоїти поняття і визначення: особливості будови й властивості металів, металічний зв'язок, хімічні властивості металів, поняття про електродні потенціали, стандартний електродний потенціал, залежність значення електродних потенціалів від природи металів, розчинників, концентрації іонів металу в

розчині (рівняння Нернста), ряд стандартних електродних потенціалів (електрохімічний ряд напруг).

II Виконати вправи

1. Пластинку з нікелю занурили в розчин хлориду натрію, сульфату міді, хлориду цинку і нітрату свинцю. З розчинами яких солей буде взаємодіяти нікель? Напишіть рівняння реакцій, зазначте окисники і відновники у цих реакціях.

2. Залізну пластину занурили у розчин сульфату міді. Коли пластина заліза вкрилася шаром міді, її вийняли з розчину, обмили, просушили й зважили. Маса пластини збільшилася на 2 г. Яка маса міді виділилася на пластині?

3. Обчислити значення електродних потенціалів залізного електроду, зануреного у 0,01М розчин сульфату заліза (II), й нікелевого електроду, зануреного у 0,001М розчин сульфату нікелю. Порівняти обчислені значення електродних потенціалів заліза й нікелю зі стандартними електродними потенціалами цих же металів.

III. Робота в лабораторії

Дослід 1. Вивчення відновної активності металів

У п'ять пробірок вносять по 18-20 крапель таких розчинів солей: у першу – сульфат цинку, другу – сульфат заліза, третю – хлорид олова (II), четверту – нітрат або ацетат свинцю (II), п'яту – сульфат міді (II). Потім у розчини пробірок 2-5 занурюють на 2-3 хвилини по вузькій пластинці металевого цинку і спостерігають, що відбувається у кожній пробірці. Результати спостережень фіксують у табл. 5.

Таблиця 5

| Метали | ZnSO ₄ | FeSO ₄ | SnCl ₂ | Pb(NO ₃) ₂ або Pb(CH ₃ COO) ₂ | CuSO ₄ |
|-----------|-------------------|-------------------|-------------------|---|-------------------|
| Цинк Zn | | | | | |
| Залізо Fe | | | | | |

| | | | | | |
|------------|--|--|--|--|--|
| Олово Sn | | | | | |
| Свинець Pb | | | | | |
| Мідь Cu | | | | | |

Виймають цинкові пластини з пробірок, в розчини 1, 3, 4, 5 занурюють залізні пластинки і спостерігають взаємодію заліза з цими розчинами. Аналогічно спостерігають взаємодію олова, потім свинцю і, нарешті, міді з вказаними розчинами, маючи на увазі, що олов'яні пластинки занурюються у розчини пробірок 1, 2, 4, 5, свинцю – у розчини пробірок 1, 2, 3, 5, міді – у розчини пробірок 1, 2, 3, 4.

Результати усіх спостережень також фіксують у табл. 5. Отримані результати пояснюють відповідними рівняннями окисно-відновних реакцій, для чого застосовується ряд напруг металів.

Контрольні запитання

1. Чому мідь не взаємодіє з розведеною сульфатною кислотою?
2. Чому при взаємодії металів з нітратною кислотою газоподібний водень не утворюється?
3. Що називають стандартним електродним потенціалом?
4. Як впливає на значення електродного потенціалу металу концентрація його іонів у розчині?
5. Від чого залежить відновна здатність металів?
6. Яким чином можна дослідним шляхом визначити значення стандартного електродного потенціалу металу?

Лабораторна робота 9 ГАЛЬВАНІЧНІ ЕЛЕМЕНТИ

I. Самостійна підготовка

Засвоїти поняття і визначення: робота гальванічних елементів, різниця електродних потенціалів і електрорушійна сила (ЕРС) гальванічного елемента,

поляризація електродів, концентраційні гальванічні елементи, хімічні джерела електричної енергії, малогабаритні джерела струму, паливні елементи.

II. Виконати вправи

1. Навести рівняння електродних реакцій і обчислити ЕРС елемента, який складено із залізного і свинцевого електродів, занурених відповідно у 0,1М розчини азотнокислих солей цих металів.

2. Навести рівняння електродних реакцій і обчислити ЕРС елемента, який складено зі стандартного водневого електрода і водневого електрода, зануреного в чисту воду.

3. Визначити напрямок руху електронів у зовнішньому ланцюзі гальванічного елемента, складеного із заліза й нікелю, занурених у розчини їх сульфатів. Скласти відповідні рівняння електродних процесів.

III. Робота в лабораторії

Дослід 1. Складання мідно-цинкового гальванічного елемента

Дві склянки місткістю 100 мл заповнюють наполовину: одну – 1М розчином сульфату міді, другу – 1М розчином сульфату цинку. Склянки ставлять поруч і з'єднують електролітичним ключем, тобто скляною П-подібною трубкою, заповненою розчином сульфату калію в агар-агарі. У склянці з сульфатом міді розташовують мідний електрод, у склянці з сульфатом цинку – цинковий електрод. Дроти від електродів замикають на гальванометр або вольтметр. Далі фіксують напрямок електричного струму, що виникає за рахунок різниці електродних потенціалів. Спостереження занотовують до лабораторного журналу, визначають анод і катод, наводять відповідні електродні реакції, обчислюють значення електродних потенціалів і ЕРС.

Дослід 2. Вплив концентрації розчину на ЕРС гальванічного елемента

Складають цинково-мідний гальванічний елемент так само, як і в досліді 1, але склянку з розчином сульфату міді заповнюють не 1М розчином, а розчином сульфату міді з концентрацією 0,1 моль/л.

Спостереження занотовують до лабораторного журналу, де наводять відповідні реакції, визначають анод і катод, обчислюють ЕРС елемента і порівнюють її з ЕРС елемента в досліді 1.

Дослід 3. Виготовлення залізно-цинкового і залізно-мідного гальванічних елементів

На лабораторному столі розташовують поруч склянки з 1М розчинами сульфату цинку, сульфату заліза (II) і сульфату міді (II) з відповідно цинковим, залізним і мідним електродами.

Спочатку утворюють **цинково-залізний** елемент, для чого електролітичним ключем з'єднують склянки з розчинами сульфату цинку і сульфату заліза, а дроти від електродів замикають на гальванометр або вольтметр. Спостерігають напрямок струму.

Потім утворюють **залізно-мідний** елемент, для чого електролітичним ключем з'єднують склянки з розчинами сульфатів заліза і міді. Дроти від залізного і мідного електродів замикають на гальванометр або вольтметр і спостерігають напрямок електричного струму.

Спостереження занотовують до лабораторного журналу, порівнюють полярність залізно-цинкового і мідно-цинкового елементів, для вказаних елементів складають відповідні електродні реакції, розраховують ЕРС.

Контрольні запитання

1. Користуючись рядом напруг металів, виберіть два метали, здатні утворити гальванічний елемент з максимально можливою ЕРС.
2. Як пояснюється поляризація електродів навантаженого гальванічного елемента?

3. Чим відрізняються сучасні побутові гальванічні елементи від елемента Даніеля-Якобі? Які речовини використовують у таких елементах для виготовлення анодів і катодів?

4. Що таке паливні елементи, чим вони відрізняються від звичайних гальванічних елементів? Яке паливо і які окисники використовують в паливних елементах?

Лабораторна робота 10

КОРОЗІЯ МЕТАЛІВ

I. Самостійна підготовка

Засвоїти поняття та визначення: основні види корозійних руйнувань; хімічна та електрохімічна корозія металів; швидкість корозії; корозія під впливом зовнішнього електричного струму; виникнення корозійних пар; основні чинники, які впливають на швидкість електрохімічної корозії; деполяризатори у кислих та нейтральних середовищах; атмосферна і ґрунтова корозія металів.

II. Виконати вправи

1. Написати рівняння реакції анодного і катодного процесів, які відбуваються при корозії вуглецевої сталі у водопровідній воді.

2. Написати рівняння реакцій анодного і катодного процесів, які відбуваються при корозії нікелю, що контактує із сріблом у водному розчині електроліту (pH=3).

3. Написати рівняння реакцій анодного і катодного процесів, які відбуваються при корозії сталі в атмосфері з відносною вологістю до 80%. Який хімічний склад продуктів корозії?

III. Робота в лабораторії

Дослід 1. Вплив виникнення корозійних гальванічних пар на швидкість перебігу корозії металів

а) Виникнення корозійної гальванічної пари при контакті двох різних металів.

У пробірку вносять 10-12 крапель 1М сульфатної кислоти і шматочок хімічно чистого цинку. Спостерігають, чи виділяється водень з кислоти? До лабораторного журналу занотовуються спостереження та рівняння анодного і катодного процесів.

Після цього до шматочка цинку в пробірці доторкаються мідним дротом. Як змінюється інтенсивність виділення водню, на якому з металів це відбувається? До лабораторного журналу занотовують спостереження та рівняння реакцій анодного і катодного процесів у парі цинк-мідь. Визначають напрям передачі електронів, який метал матиме негативний заряд.

б) Виникнення корозійної гальванічної пари при зануренні одного (більш активного) металу в розчин другого (менш активного) металу.

У дві пробірки вносять по 10-12 крапель 1М сульфатної кислоти. В одну з пробірок додають 1-2 краплі розчину сульфату міді. В обидві пробірки занурюють по шматочку хімічно чистого цинку.

Спостерігають за інтенсивністю виділення водню в пробірках. Відзначають, що з'явилося на поверхні цинку в пробірці з добавкою сульфату міді.

До лабораторного журналу занотовують спостереження, складають рівняння реакцій анодного і катодного процесів.

Дослід 2. Вивчення впливу нерівномірної аерації поверхні металу на його корозію

Зачищають сталю пластинку наждачним папером. На чисту поверхню сталі наносять краплю спеціального розчину, утвореного з розчинів хлориду

натрію з масовою часткою 3%, гексаціаноферату(III) калію $K_3[Fe(CN)_6]$ і фенолфталеїну (2-3 краплі фенолфталеїну на 10 мл розчину).

Спостерігають за появою різного забарвлення у центрі краплі і на її периферії.

До лабораторного журналу занотовують спостереження, рівняння реакцій анодного і катодного процесів у гальванічній парі, що виникла на поверхні сталі внаслідок нерівномірної аерації її поверхні під краплею розчину електроліту, визначають анодні і катодні ділянки металу.

Примітка: Гексаціаноферат(III) калію $K_3[Fe(CN)_6]$. додають до розчину як реактив на іони Феруму (II), що виникають у розчині внаслідок перебігу анодного окиснення металу. При цьому утворюється малорозчинна речовина синього кольору.

Дослід 3. Вивчення впливу прискорювачів корозії на швидкість корозійного процесу

У дві пробірки вміщують по шматочку алюмінієвого дроту (або пластинки). В одну пробірку додають розчин хлориду міді(II), а в другу – розчин сульфату міді(II). В якій пробірці спостерігається заміщення міді алюмінієм? Який газ виділяється? Як він утворюється?

До лабораторного журналу занотовують спостереження, складають рівняння реакції заміщення міді алюмінієм із розчину хлориду міді, реакції анодного і катодного процесів, роблять висновки.

Дослід 4. Корозія металів у лужному середовищі

У три пробірки налити по 2-3 краплі 30% розчину лугу. У першу пробірку помістити шматочок цинку, у другу – алюмінію, у третю - сталі. Для прискорення реакції пробірки злегка підігріти. Визначити, які метали кородують у лужному середовищі. Написати рівняння реакцій, маючи на увазі, що гідроксиди металів, які мають амфотерні властивості, розчиняються в лугах з утворенням гідроксокомплексів. Підвищення лужності середовища прискорює процес коро-

зії. Що є деполяризатором у даному процесі? Чи зміниться електродний процес (який?) у слабколужному середовищі. Чому? Чи можна спостерігати явище пасивації алюмінію в сильнокислому середовищі?

Дослід 5. Корозія алюмінію в контакті з міддю

З'єднати попарно пластинки або стрижні алюмінію і міді. Ретельно очистити контакти. У хімічну склянку налити розчин хлористого калію і додати декілька крапель фенолфталеїну. Занурити в цю склянку пари алюміній-мідь. Місце контакту повинне бути поза розчином. Уважно спостерігати за розчином у склянці. Указати катод і анод, напрямок переміщення електронів. Чому в склянці з'являється фарбування? Написати рівняння реакцій, що протікають на аноді і катоді. У чому сутність хімічної й електрохімічної корозії металів? Написати рівняння реакцій, які протікають на анодних і катодних ділянках при корозії сталі в нейтральному і кислому середовищах.

Контрольні запитання

1. Дайте назву головним видам корозії металів залежно від механізму перебігу процесу і розподілу продуктів корозії на поверхні металу.
2. Суть хімічної й електрохімічної корозії металів.
3. Поясніть вплив гетерогенності металу (сталі) на корозійні процеси.
4. Перелічіть чинники, що впливають на швидкість перебігу електрохімічної корозії в нейтральних середовищах.
5. Наведіть приклади роботи макро- і мікрокорозійних пар, які утворюються на кордоні "метал – розчин".
6. У чому суть атмосферної і ґрунтової корозії металів?
7. В якій з перерахованих пар металів корозія у вологому повітрі буде більшою: 1)Mg–Fe; 2)Fe–Cu; 3)Fe–Zn?
8. Які метали будуть кородувати у лужному середовищі: 1)Mg; 2)Zn; 3)Cu; 4)Al; 5)Sn?
9. Чому термін "корозія" має негативне забарвлення?
10. Чи може бути корозія несамодовільним процесом?

11. Наведіть приклади зовнішніх і внутрішніх факторів корозії.
12. Які з наведених полів будуть прискорювати корозію: температурне, електричне, гравітаційне, магнітне?
13. За якими ознаками класифікують корозійні процеси?
14. Якими міркуваннями щодо вибору показників корозії ви скористаетесь при визначенні її швидкості?
15. Чому хімічну корозію описують одним рівнянням, а електрохімічну - двома?

Лабораторна робота 11

ЗАХИСТ МЕТАЛІВ ВІД КОРОЗІЇ

I. Самостійна підготовка

Засвоїти поняття і визначення: захисні покриття (металеві, органічні, хімічні сполуки та ін.); електрозахист (анодний, катодний, протекторний); інгібітори корозії; леговані сталі; економічні аспекти захисту металів від корозії.

II. Виконати вправи

1. Написати рівняння реакцій анодного і катодного процесів, що відбуваються внаслідок виникнення пар залізо – нікель у вологій атмосфері на сталевій пластинці з пористим нікелевим покриттям.
2. Написати рівняння реакцій анодного і катодного процесів у вологому ґрунті сталевій пластині, що контактує зі свинцевим стрижнем.

III. Робота в лабораторії

Дослід 1. Захист металів від корозії анодними і катодними металевими покриттями (корозія оцинкованого і лудженого заліза)

У дві пробірки (або склянки) наливають на 1/3 ємкості розчин хлориду натрію з масовою часткою 3%. Додають у кожен пробірник по декілька крапель

розчину гексаціаноферата(III) калію $K_3[Fe(CN)_6]$, який є дуже чутливим реактивом на іони Fe^{2+} , з якими він утворює інтенсивне синє забарвлення. Вміст пробірок перемішують скляною паличкою.

У першу пробірку занурюють пластину оцинкованого заліза, на поверхні якого роблять глибокі подряпини, що руйнують покриття до основного металу (який захищаємо), у другу – пластину лудженого заліза, на поверхні якого також заздалегідь зроблено подряпини. Спостерігають до появи синього забарвлення в одній із пробірок.

До лабораторного журналу занотовують спостереження, складають рівняння реакцій анодного і катодного процесів на поверхнях металів, утворених внаслідок руйнування захисних цинкового й олов'яного покриттів. Пояснюють вплив на швидкість корозії виникнення корозійних гальванічних пар залізо-цинк і залізо-олово. Відмічають напрямок руху електронів у зазначених корозійних парах, роблять висновки.

Дослід 2. Захист металів від корозії легуванням. Вплив легування на швидкість корозії металів у розчині хлориду натрію

Три зразки вуглецевої і хромонікелевої сталі ретельно зачищають наждачним папером, промивають водою і сушать фільтрувальним папером. На чисту поверхню зразків наносять декілька крапель спеціального розчину складу: 3% – вий $NaCl$, гексаціаноферат(III) калію $K_3[Fe(CN)_6]$, фенолфталеїн (2-3 краплі фенолфталеїну на 10 мл розчину).

У робочому журналі занотовують спостереження, складають рівняння реакцій анодного і катодного процесів на вуглецевій і хромонікелевій сталі, роблять висновки про вплив легування на швидкість процесу корозії.

Дослід 3. Вплив легування на швидкість корозії металів у кислих середовищах

Збирають водневий корозиметр. Прилад складається з хімічної склянки ємністю 250мл, спеціальної бюретки для збирання водню, що виділяється, штативу і касети для закріплення зразків. Схему приладу наведено на рис. 3.

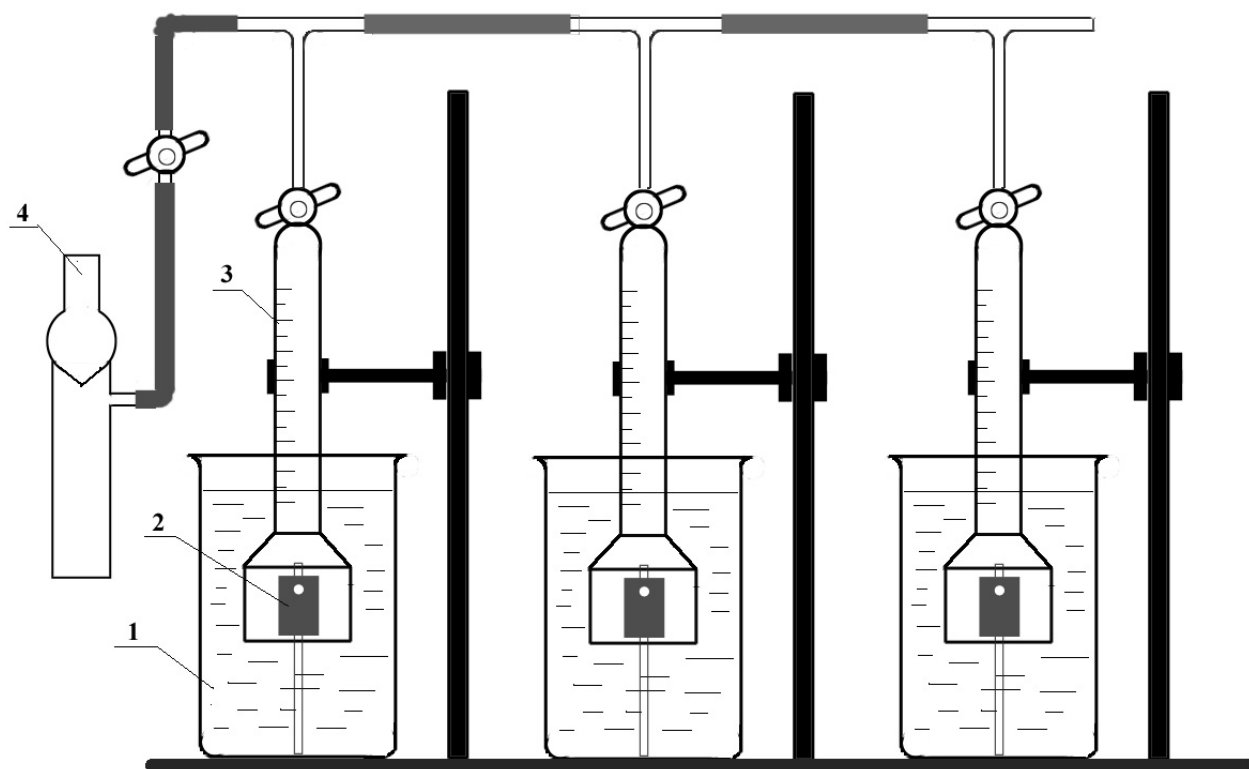
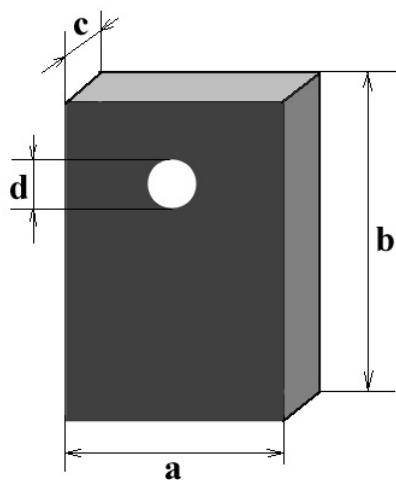


Рис.3. Схема водневого корозиметра:

1– склянка; 2– зразок; 3– бюретка; 4– водоструминний насос.

Готують 20% - вий розчин сульфатної кислоти. Наливають цей розчин у дві хімічні склянки на 250мл. Ретельно готують зразки з вуглецевої і хромонікелевої (легованої) сталі (обробляють їх наждачним папером і гумкою). Роблять виміри загальної площі зразків (рис. 4).



a – довжина зразка;

b – ширина зразка;

c – товщина зразка;

d – діаметр отвору.

Рис. 4.

Повну поверхню зразка обчислюють за формулою

$$S = 2ab + 2bc + 2ac + \pi dc - \frac{\pi d^2}{2} . \quad (1)$$

Підготовлені зразки сталей закріплюють у касеті. Касети зі зразками занурюють у розчин 20% – вої сульфатної кислоти і покривають спеціальною бюреткою для збирання водню, що утворюється. Бюретку закріплюють у штативі, за допомогою водоструминного насоса заповнюють бюретку розчином кислоти. Об'єм утвореного водню вимірюють за поділками бюретки. Тривалість дослідів складає 20-30 хв.

Результати спостережень занотовують до робочого журналу. Об'єм водню, що утворився, приводять до нормальних умов (0°C, 760 мм. рт. ст.). Складають рівняння реакцій анодних і катодних процесів, що відбуваються на поверхні зразків сталей у розчині сульфатної кислоти. Розраховують швидкість корозійних процесів для наведених матеріалів у г/(м²·год.). Швидкість корозії зразка розраховують з використанням наступних даних:

Δm – втрата ваги (розраховують за об'ємом утвореного водню, мл за н.у.), г

S – площа поверхні зразка, яку розраховують за формулою (1), м²;

τ – час, год.

Розрахунок швидкості корозії (III) здійснюють за формулою

$$III = \frac{\Delta m}{S \cdot \tau} . \quad (2)$$

Всі дані занотовують у табл. 6.

Таблиця 6

| № п/п | № зразка | Матеріал | a , мм | b ,мм | c , мм | d , мм | S , м ² | V , мл | III , г/м ² ·год. |
|----------|-------------|--------------------|----------|---------|----------|----------|----------------------|----------|-----------------------------------|
| 1 | 2 | сталь вуглецева | | | | | | | |
| 2 | 5 | сталь вуглецева | | | | | | | |
| 3 | 6 | легована сталь | | | | | | | |
| 4 | 8 | легована сталь | | | | | | | |

Дослід 4. Захист металів від корозії інгібіторами.

Знаходження захисної дії інгібіторів корозії та коефіцієнта гальмування корозії

Зразки вуглецевої сталі ретельно зачищають наждачним папером і гумкою. Проводять виміри площі повної поверхні. Розраховують її за формулою (1) – див. дослід 3.

Готують 20% - вий розчин сульфатної кислоти. В одну склянку (250мл) заливають 20%-ву сульфатну кислоту, а другу заповнюють тією ж кислотою з добавкою 1%-вого уротропіну.

Підготовлені зразки закріплюють в касети і занурюють у розчини сульфатної кислоти з інгібітором і без нього.

Роблять виміри об'єму водню, що виділяється в результаті реакції металу з кислотою за допомогою спеціальних бюреток (див. дослід 3). Тривалість досліду 20-30 хвилин. Об'єм водню при водять до нормальних умов. Розраховують швидкість корозії III (г/(м²·год.)) за формулою (2). Захисний ефект інгібітора (Z) розраховують за формулою

$$Z = \frac{III - III_{\text{інг.}}}{III} \cdot 100, \quad (3)$$

де III – швидкість корозії зразка сталі в 20%-вій сульфатній кислоті;

$III_{\text{інг.}}$ - швидкість корозії зразка сталі в 20%-вій сульфатній кислоті з інгібітором корозії.

Коефіцієнт гальмування корозії інгібітором знаходять за формулою

$$\gamma = \frac{III}{III_{\text{інг.}}}.$$

Результати досліду занотовують до лабораторного журналу у вигляді табл. 7.

Таблиця 7

| № п/п | № зразка | Матеріал | a , мм | b , мм | c , мм | d , мм | S , м ² | V , мл | $Ш$, г/м ² ·год. | Z , % | γ |
|----------|-------------|--------------------|-------------|-------------|-------------|-------------|----------------------|-------------|---------------------------------|---------|----------|
| 1 | 5 | сталь вуглецева | | | | | | | | | |
| 2 | 6 | сталь вуглецева | | | | | | | | | |
| 3 | 7 | сталь вуглецева | | | | | | | | | |
| 4 | 8 | сталь вуглецева | | | | | | | | | |

Дослід 5. Електрохімічний захист металів від корозії (протекторний захист)

У дві пробірки (або склянки) наливають розведену оцтову кислоту (0,2-0,4М) і додають по 3-4 краплі розчину йодиду калію. Розчин перемішують паличкою. В одну пробірку занурюють зразок свинцю і цинку, що контактують, у другу – контрольний зразок чистого свинцю. Спостерігають, в якій пробірці з'явиться жовте забарвлення на поверхні свинцю, що свідчить про корозію свинцю.

До лабораторного журналу занотовують спостереження, рівняння реакцій анодного і катодного процесів на корозійній гальванічній парі (макропарі) свинець-цинк, а також на чистому свинці. Роблять висновки.

Контрольні запитання

1. Перелічіть способи захисту металів від корозії.
2. Які метали покриття називають анодними, а які катодними? Який механізм їх захисної дії в кислих і нейтральних середовищах?
3. Що таке інгібітори корозії? Який механізм їх захисної дії?
4. Застосування інгібіторів корозії для захисту металів. Кислотне травлення.
5. Які сталі називають легованими? За рахунок чого вони мають значну корозійну стійкість в агресивних середовищах?

6. Навести приклади і пояснити суть механізму протекторного і катодного захисту металів від корозії.

7. Неметалеві покриття. Навести приклади їх застосування для захисту від корозії. Який механізм їх дії?

8. У присутності яких іонів оксидні плівки на металах будуть руйнуватися найбільш часто: 1) SO_4^{2-} ; 2) Cl^- ; 3) NO_3^- ?

9. Які з металів можна використовувати як протектор для захисту сталевих конструкцій: 1) Ni; 2) Cu; 3) Zn; 4) Sn?

Лабораторна робота 12

ВИВЧЕННЯ ШВИДКОСТІ КОРОЗІЇ МЕТАЛІВ

I. Самостійна підготовка

Засвоїти поняття і визначення: швидкість корозії металів у різних середовищах: кислотне, нейтральне і лужне; методика кількісного і якісного визначення продуктів корозії; явище пасивації металів; запобігання утворення гальванічних пар; підбір сприятливих умов для правильної експлуатації конструкційних матеріалів та методів захисту металів від корозії.

II. Виконати вправи

1. При яких значеннях рН середовища корозії заліза, що знаходиться в контакті з міддю, протікає швидше?

1) рН = 2; 2) рН = 10; 3) рН = 7; 4) рН = 5; 5) рН = 12?

2. Визначте, який з наведених металів руйнується з найбільшою швидкістю: Al ($k_m = 0,2 \text{ г}/(\text{м}^2 \cdot \text{год})$), Fe ($k_h = 0,2 \text{ мм/рік}$), Sn ($k_j = 2 \text{ А/м}^2$).

3. Припускаючи, що корозія трубопроводів має загальний рівномірний характер, визначте необхідну товщину стінок, якщо матеріалом буде сталь, цирконій і мідь, для яких швидкість корозії становить 0,2, 0,01 і 0,4 мм/рік, а термін служби - 20, 100 і 50 років відповідно. (Необхідно вважати, що мінімальна товщина стінки труби, яка відповідає повному вичерпанню ресурсу, становить 3, 0,5 і 1 мм відповідно).

III. Робота в лабораторії

Дослід 1. Визначення швидкості корозії сталі класу Ст.3

тіюціанометричним методом

Пристрій для визначень швидкості корозії (рис.1) циліндричний зразок зі сталі класу Ст. 3 (ДСТ 380-71) діаметром 10 і довжиною 35 мм; скляна склянка ємкістю 500 мл, ФЭК, кювети ємкістю 50 мл, піпетки ємкістю 1, 10, 15, 25 мл, штатив з пробірками, порцелянові чашечки, метали: сталь, залізо, покрите оловом, залізо, покрите цинком; розчин тіюціанату калію, персульфат амонію, розчин хлоридної кислоти (щільність 1,12), розчин розведеної сульфатної кислоти (2н), розчин лугу (3,0 %), розчин гексаціаноферрату (III) калію, оцтова кислота (2н), індикаторний розчин ($K_3[Fe(CN)_6]$) - 10 г/л, NaCl- 20г/л, желатин - 10 г/л. фенолфталеїн -1 мг/л), уротропін – інгібітор корозії.

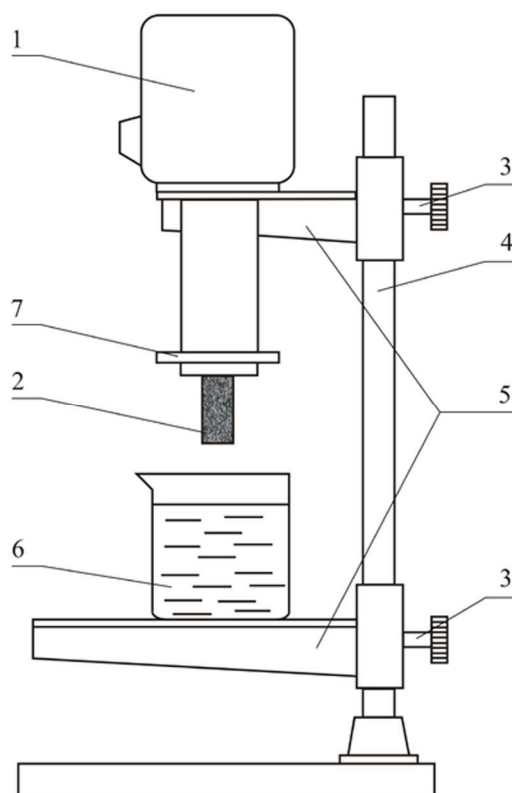


Рис. 1. - Схема корозиметра:

1 - електродвигун; 2 - зразок; 3 - гвинт; 4 - штатив; 5 - кронштейн;
6 - склянка; 7 - фторопластове кільце

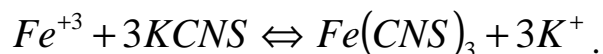
Циліндричний зразок зі сталі зачистити наждаковим папером, знежирити спиртом або ацетоном. Для запобігання появи жирових забруднень на поверхні

зразка взяти його за допомогою фільтрувального папера.

Налити воду в склянку ємкістю 0,6-0,8 л, додати 2 краплі оцтової кислоти CH_3COOH . Зразок занурити у воду так, щоб рівень її був вище нижнього торця фторопластового кільця. У такому положенні гвинт на стояку штатива, по якому переміщається кронштейн зі склянкою, щільно затиснути. Відразу натиснути кнопку ПУСК. Зразок обертається в досліджуваній воді протягом часу, заданого викладачем (5-30 хв). Після закінчення натиснути кнопку СТОП і досліджувати розчин, що утворився, на вміст іонів (яких?), які перейшли в нього в результаті корозії сталевго зразка під впливом розчиненого кисню в слабкокислому середовищі ($\text{pH} = 4$).

Написати рівняння реакцій анодного і катодного процесів корозії. Яка речовина в даному процесі виконує роль катода? Макро- чи мікрогальванічні елементи (пари) сприяють протіканню корозійних процесів? Розрахувати за рівнянням Нернста значення окислювально-відновного потенціалу сталі в досліджуваному розчині і на підставі його значення пояснити, чому корозія в даному випадку протікає з кисневою деполяризацією, а не з водневою.

Аналіз розчину на вміст заліза провести на фотоколориметрі тіоціанометрическим методом. Для цього іони Fe^{+2} , які утворилися в результаті корозії сталевго зразка, окислити персульфатом амонію $(\text{NH}_4)_2\text{S}_2\text{O}_8$ до Fe^{3+} і додати в сильнокислому середовищі тіоціанат калію. У результаті утвориться тіоціанат заліза, забарвлений у червоний колір, відповідно до рівняння



Чи буде інтенсивність фарбування пропорційна концентрації іонів заліза (III) у розчині? Чому? Концентрацію іонів і заліза (III) потім визначити в допомогою калібровочної кривої (рис. 2).

Виконання аналізу розчину на вміст іонів заліза здійснити в такій послідовності. У мірну колбу ємкістю 500 мл відібрати 50 мл досліджуваної води. Якщо інтенсивність фарбування тіоціаната заліза перевищує чутливість фотоколориметра, то можна взяти менше досліджуваної води. Довести об'єм в колбі до мітки дистильованою водою; потім додати 1 мл хлоридної кислоти; до-

бавити кілька кристалів персульфату амонію $(NH_4)_2S_2O_8$ і перемішати. Після цього додати 1 мл тіоціаната калію KSCN і перемішати. Одночасно виміряти оптичну щільність контрольної проби, приготовленої на дистильованій воді з додаванням тих же реактивів. Після цього виміряти оптичну щільність досліджуваного розчину. Одержавши показання приладу, знайти шукану концентрацію іонів заліза (III), мг/л, за калібрувальною кривою.

Швидкість корозії вуглецевої сталі знаходимо за формулою

$$III = Vna / S \cdot \tau,$$

де n - коефіцієнт, що залежить від ступеня розведення досліджуваної проби води;

a - концентрація іонів заліза (III), визначена за калібрувальною кривою, г/л;

S - площа поверхні зразка, m^2 ; V об'єм розчину, л; τ - час, год.

| № | V, 0,001 мг/мл | C, мг/л | T, % | D=Lg(1/T) |
|---|----------------|---------|------|-----------|
| 1 | 0,5 | 0,02 | 96 | 0,018 |
| 2 | 2 | 0,2 | 91 | 0,042 |
| 3 | 5 | 0,5 | 85 | 0,07 |
| 4 | 10 | 1 | 68 | 0,168 |
| 5 | 20 | 2 | 46 | 0,347 |

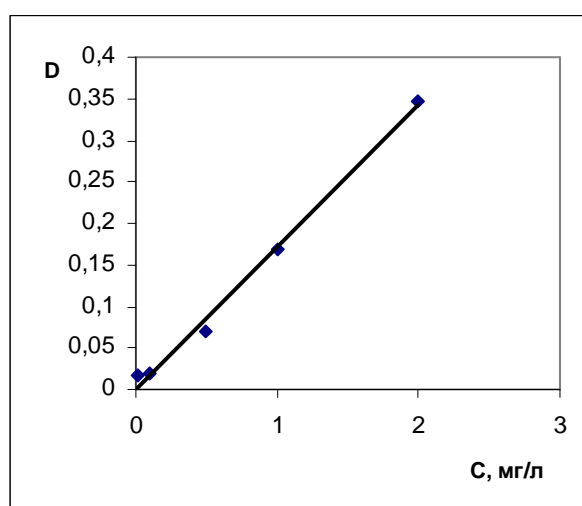


Рис. 2 Калібрувальний графік визначення концентрації іонів заліза у досліджуваному розчині

Отримані дані занотовують у лабораторний журнал. Роблять висновки про корозійну тривкість досліджуваних матеріалів і ефективність інгібіторів корозії.

Контрольні запитання

1. Який механізм протікання (хімічний чи електрохімічний) має місце при корозії досліджуваного зразка?
2. Чи може залізо пасивуватися в таких умовах?
3. Який спосіб захисту стали ви могли б запропонувати, щоб запобігти корозії зразка ?
4. Що таке “десятибальна шкала корозійної стійкості “? Яке її практичне застосування ?

Лабораторна робота 13

ЕЛЕКТРОЛІЗ

I. Самостійна підготовка

Засвоїти поняття і визначення: суть електролізу, послідовність розряду іонів на електродах, вторинні процеси при електролізі, явище перенапруги, електроліз з нерозчинним і розчинним анодами, закон Фарадея, застосування електролізу (добування речовин, електрорафінування, гальваностегія).

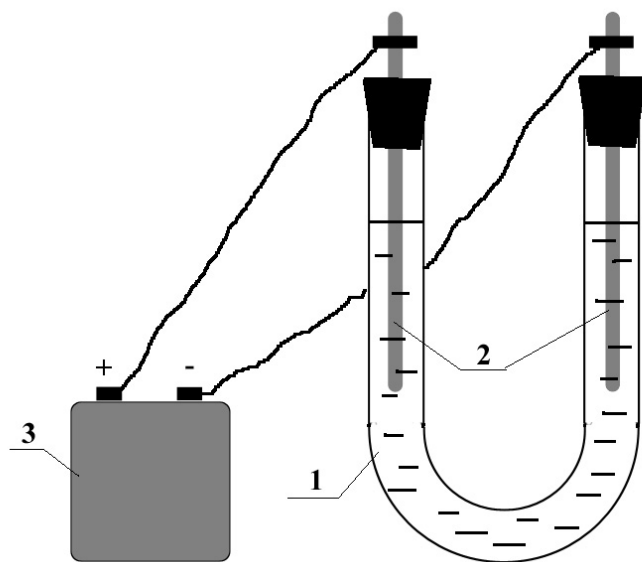
II. Виконати вправи

1. Напишіть рівняння реакцій, що відбуваються на електродах під час електролізу водних розчинів хлориду калію, сульфату міді (II), нітрату срібла з інертними електродами. Яка послідовність розряду іонів на катоді?
2. Електричний струм силою 1,5 А проходить послідовно через розчини сульфату заліза (II) і хлориду заліза (III) протягом години. Яка маса заліза виділиться у кожній ванні?
3. Електричний струм проходить послідовно через розчини сульфату міді (II) і хлориду олова (II). За деякий час у першому розчині утворилося 3,176 г

міді. Знайти масу олова, що виділилася при електролізі, та теоретичний об'єм хлору, який утворюється (за нормальних умов). Прийняти виходи металів за струмом 100%.

III. Робота в лабораторії

Усі досліди проводять у приладі (мал. 3).



- 1. – U- подібна трубка (електролізер);
- 2. – електроди;
- 3. – джерело струму.

Рис. 3.

Електроди можуть бути графітовими (нерозчинними) або з відповідного металу (розчинні).

Електролізер заповнюють на 1/2 його місткості. Електроди й електролізер перед кожним дослідом промивають дистильованою водою. Пробки з електродами повинні бути встановлені в електролізер нещільно.

Дослід 1. Електроліз розчину хлориду міді (II) з нерозчинними електродами

Заповнюють електролізер 2М розчином хлориду міді (II) на половину його місткості. В обидві трубки електролізера вставляють графітові електроди

(нерозчинні), з'єднують їх з джерелом постійного струму і пропускають струм 3-4 хвилини. Потім вимикають струм, витягують електрод, який був катодом, розглядають його і записують спостереження.

У коліно електролізера, де знаходився анод, додають 2-3 краплі іодиду калію у крохмальному розчині і спостерігають появу синього кольору (крохмальний розчин – реактив на вільний йод).

У лабораторному журналі занотовують спостереження змін, які мали місце на електродах і в розчині, рівняння реакцій катодного і анодного процесів при електролізі, а також пояснюють причину появи вільного іоду в анодному просторі електролізера.

Примітка: На катоді утворився мідний осад. Щоб його уникнути, електрод треба занурити на 2-4 хвилини у розбавлений розчин нітратної кислоти (у витяжній шафі!), а потім промити його дистильованою водою. Електрод, який був анодом, треба занурити на 2 хвилини у розбавлений розчин гідросульфату калію і потім також промити дистильованою водою. Розчин з електролізера зливають у спеціальний посуд.

Дослід 2. Електроліз розчину сульфату натрію

У пробірку, заповнену приблизно на 1/2 її місткістю 0,5 М розчином сульфату натрію, додають нейтральний розчин лакмусу (фіолетового кольору) приблизно 1/4 об'єму пробірки. Отриманий розчин виливають у електролізер, занурюють у коліна електролізера електроди і 3-5 хвилин пропускають електричний струм.

У лабораторному журналі занотовують спостереження (утворення бульбашок газу, зміна кольору розчину та інше), рівняння реакцій катодного і анодного процесів, визначають середовище розчину в катодному і анодному просторах, речовини, що утворилися на електродах.

Примітка: Електроди старанно промивають дистильованою водою.

Дослід 3. Розпізнання полюсів джерела струму

Смужку або кружальце фільтрувального паперу кладуть на годинникове скло і змочують (за допомогою піпетки) 0,5 М розчином сульфату натрію, капають 1-2 краплі розчину фенолфталеїну. Потім беруть графітові електроди за ізолювану частину (гумові пробки) і встановлюють їх на фільтрувальному папері на відстані 4-5 см один від одного. Вмикають електричний струм і обережно переміщують електроди по фільтрувальному паперу, зближаючи їх кінці (не з'єднувати!) до появи зміни кольору розчину біля одного з електродів.

У лабораторному журналі занотовують спостереження, рівняння реакції, які відбуваються на електродах, визначають знак полюсу джерела постійного струму.

Дослід 4. Електроліз розчинів солей міді (II) з графітовим і мідним електродами

а) Електроліз сульфату міді (II) з графітовими електродами.

У стакан наливають 20-25 мл 2М розчину сульфату міді і додають до нього 2-3 краплі 1М розчину сульфатної кислоти. Цю суміш виливають в електролізер, занурюють в нього графітові електроди, які потім з'єднують з джерелом постійного струму (див. дослід 1). Електроліз проводять 1-2 хвилини. Спостерігають утворення на катоді червоного осаду міді і газу на аноді. У лабораторному журналі занотовують спостереження, рівняння катодного та анодного процесів.

б) Електроліз сульфату міді (II) з мідним анодом.

Змінюють полярність електродів в електролізері так, щоб анодом став покритий міддю електрод, який в пункті а) був катодом. Знову пропускають через розчин електричний струм протягом 3-4 хвилин. Спостерігають, що відбулося з міддю на аноді, яка речовина утворюється на катоді.

У лабораторному журналі занотовують спостереження, рівняння анодного та катодного процесів при електролізі розчину сульфату міді з анодом, вкритим шаром міді.

Контрольні запитання

1. Які процеси проходять на електродах при електролізі?
2. Яка послідовність розряду іонів на катоді й аноді при електролізі? Відповідь мотивуйте.
3. Яка різниця електролізу розчинів електролітів з нерозчинним і розчинним анодами?
4. Яка різниця електролізу розплавів солей від електролізу водних розчинів цих солей?
5. Наведіть приклади застосування електролізу в промисловості.

Лабораторна робота 14

ВИЗНАЧЕННЯ АКТИВНОГО ОКСИДУ КАЛЬЦІЮ У ВАПНІ

I. Самостійна підготовка

Засвоїти поняття і визначення: найважливіші сполуки кальцію і магнію, оксид і гідроксид кальцію, добування гашеного вапна.

II. Виконати вправи

1. Поясніть, чому вапно при довгому зберіганні втрачає свої властивості? Напишіть рівняння відповідної реакції.
2. При прожарюванні 5 г вапна, яке вміщує домішок CaCO_3 , утворилося 140 мл газу (за н.у.). Скільки відсотків CaCO_3 вміщувало вапно?

3. Напишіть рівняння реакції між негашеним вапном і хлоридною кислотою. Розрахуйте, якій кількості вапна відповідає 1 мл 1 М розчину хлоридної кислоти.

III. Робота в лабораторії

Дослід. Вміст активного оксиду кальцію CaO у вапні визначають титруванням 1М розчином хлоридної кислоти.

Зважують 1 г розтертого в ступці вапна, вміщують у конічну колбу місткістю 250 мл, додають 150 мл кип'яченої дистильованої води і декілька скляних намистинок або шматочків скляної трубки, закривають лійкою і нагрівають 10 хвилин. Суміш не повинна кипіти! Потім колбу охолоджують. Стінки лійки і колби змивають дистильованою водою, додають 2-3 краплі розчину фенолфталеїну (розчин має стати рожевим). Бюретку заповнюють розчином 1М хлоридної кислоти і повільно при постійному збовтуванні титрують вміст конічної колби хлоридною кислотою до повного знебарвлення. Титрування буде закінчено, якщо через 5 хвилин не з'явиться рожеве забарвлення розчину в конічній колбі. Відмічають кількість мілілітрів кислоти, яка була витрачена на титрування.

Розрахунки

1. Розраховують, скільки HCl міститься в об'ємі розчину кислоти, витраченої на титрування:

в 1000мл 1М розчину HCl міститься 36,5г HCl

в $V_{\text{мл}}$ 1М розчину HCl міститься $m(\text{HCl})$, г

$$m(\text{HCl}) = \frac{36,5 \cdot V}{1000}.$$

2. За рівнянням реакції між вапном і хлоридною кислотою знаходять кількість CaO , яка відповідає розрахованій кількості HCl :

73 г (2моль) HCl – 56 г (1моль) CaO

$m(\text{HCl})$ – z ;

$$z = \frac{m(\text{HCl}) \cdot 56}{73}.$$

3. Знаходять масову частку (%) CaO у вапні, наважка якого дорівнює

$m_{\text{вап.}}$

$$m_{\text{вап.}} - 100\%$$

$$m(\text{CaO}) - \omega;$$

$$\omega = \frac{m(\text{CaO})}{m_{\text{вап.}}} \cdot 100\%.$$

Масову частку CaO можна розрахувати й безпосередньо, враховуючи, що 1 мл 1М розчину HCl відповідає 0,028 г CaO;

$$\omega = \frac{V \cdot 0,028}{V_{\text{вап.}}} \cdot 100\%.$$

Контрольні запитання

1. Які реакції проходять при твердінні вапневих розчинів?
2. Присутність яких речовин зменшує в'язучі властивості вапна?
3. Чи можливе використання досліджуваного вапна (як в'язучого), коли відомо, що вміст активного оксиду кальцію повинен бути більш ніж 60%?

Лабораторна робота 15

ТВЕРДІСТЬ ВОДИ

I. Самостійна підготовка

Засвоїти поняття і визначення: властивості солей кальцію і магнію (гідрокарбонатів, сульфатів, хлоридів); загальна, тимчасова й постійна твердість води, її усунення.

II. Виконати вправи

1. Тимчасова твердість води 4 ммоль-екв/л. Скільки гідрокарбонату кальцію міститься в 10 л води?

2. Скільки соди Na_2CO_3 потрібно додати до 10 л води, щоб зменшити її твердість на 1 ммоль-екв/л?

3. Скласти рівняння реакції процесів, які відбуваються при додаванні до води гашеного вапна і кальцинованої соди.

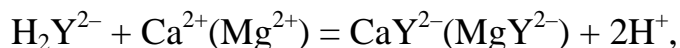
III. Робота в лабораторії

Твердість води зумовлена наявністю в ній розчинених солей кальцію і магнію. Розрізняють загальну, карбонатну (або тимчасову), некарбонатну (або постійну) твердість води.

Карбонатна твердість води зумовлена наявністю гідрокарбонатів кальцію і магнію, **некарбонатна твердість води** – наявністю солей кальцію і магнію з аніонами сильних кислот (в основному хлоридами та сульфатами).

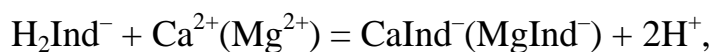
Загальна твердість води складається з карбонатної і некарбонатної твердості води. Вода є придатною для питних цілей, якщо її твердість ≤ 7 ммоль-екв/л.

Загальну твердість води визначають комплексометричним методом за допомогою комплексона III (технічна назва "трилон Б" – двонатрієва сіль етилендіамінтетраоцтової кислоти, скорочена формула $\text{Na}_2\text{H}_2\text{Y}$). Пробу води титрують трилоном Б у присутності індикатора еріохрому чорного (скорочена формула HInd^{2-}) в лужному середовищі при $\text{pH} \geq 9,2$. Трилон Б утворює з іонами кальцію і магнію міцні безбарвні комплексні сполуки:



де H_2Y^{2-} – аніон трилону Б.

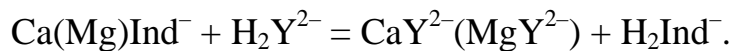
Еріохром чорний також утворює комплексні сполуки з іонами кальцію і магнію фіолетово-червоного кольору, але ці сполуки менш стійкі, ніж сполуки кальцію і магнію з трилоном Б:



де H_2Ind^- – аніон індикатора.

Тому, якщо до проби води, яка вміщує іони кальцію і магнію при $\text{pH} \geq 9,2$, додати еріохром чорний, то проба води забарвиться у фіолетово-

червоний колір. Під час титрування цієї проби води трилоном Б забарвлення через деякий час зміниться на синє внаслідок утворення більш міцних безбарвних комплексних сполук трилону Б з іонами кальцію і магнію і вивільнення аніонів індикатора, забарвлених у синій колір:



Визначення вмісту іонів кальцію проводять також комплексонометричним методом при $\text{pH} \geq 12$. При такому pH утворюється тільки комплексна сполука іонів кальцію з трилоном Б, а іони магнію зв'язуються у малорозчинний гідроксид магнію. Титрування кальцію розчином трилону Б проводять у присутності індикатора мурексиду, який з іонами кальцію утворює слабку комплексну сполуку, забарвлену в рожевий колір, який переходить у ліловий колір при титруванні трилоном Б.

Концентрацію **магнію** розраховують як різницю між загальною твердістю води і вмістом кальцію.

Дослід 1. Визначення загальної твердості води

У конічну колбу на 150-200 мл відбирають піпеткою 50 мл води, додають 5 мл аміачного буферного розчину з $\text{pH} \geq 9,2$, 10-15 мг сухого еріохрому чорного, збовтують і титрують 0,05 н розчином трилону Б до переходу фіолетово-червоного кольору розчину в синій. Титрування виконують два рази.

Загальну твердість води визначають за формулою

$$T_{\text{заг.}} = \frac{c(1/2 \text{ Тр.Б}) \cdot V(\text{Тр.Б}) \cdot 1000}{V_{\text{H}_2\text{O}}}, \text{ ммоль екв/л,}$$

де $c(1/2 \text{ Тр.Б})$ – молярна концентрація еквівалента розчину трилону Б, моль/л;
 $V(\text{Тр.Б})$ – об'єм розчину трилону Б, витрачений на титрування, мл; $V_{\text{H}_2\text{O}}$ – об'єм проби води, мл.

Застарілою, але досі поширеною одиницею вимірювання твердості є ммоль-екв/л.

Дослід 2. Визначення кальцієвої твердості води

У конічну колбу на 150-200 мл відбирають піпеткою 50 мл води, додають 2 мл 10% розчину NaOH для створення $\text{pH} \geq 12$, 10-15 мг мурексиду, збовтують і титрують 0,05 н розчином трилону Б до переходу забарвлення з рожевого в лілове.

Концентрацію іонів кальцію, ммоль/л та мг/л, обчислюють за формулами:

$$T(1/2\text{Ca}^{2+}) = \frac{c(1/2\text{Тр.Б}) \cdot V(\text{Тр.Б}) \cdot 1000}{V_{\text{H}_2\text{O}}}, \text{ ммоль/л, або ммоль-екв/л}$$

$$T(1/2\text{Ca}^{2+}) = \frac{c(1/2\text{Тр.Б}) \cdot V(\text{Тр.Б}) \cdot M(1/2\text{Ca}^{2+}) \cdot 1000}{V_{\text{H}_2\text{O}}}, \text{ мг/л,}$$

де $M(1/2\text{Ca}^{2+})$ – молярна маса еквівалента кальцію, що дорівнює:

$$M(1/2\text{Ca}^{2+}) = f_{\text{екв.}}(\text{Ca}^{2+}) M(\text{Ca}^{2+}) = 1/2 \cdot 40,08 = 20,04 \text{ г/моль.}$$

Концентрацію іонів магнію обчислюють за формулою:

$$T(1/2\text{Mg}^{2+}) = T_{\text{заг.}} - T(1/2\text{Ca}^{2+}), \text{ ммоль/л або ммоль-екв/л}$$

У масово-об'ємному виразі вміст іонів Mg^{2+} (Y) розраховують за формулою:

$$Y(\text{Mg}^{2+}) = T(\text{Mg}^{2+}) \cdot M(1/2\text{Mg}^{2+}),$$

де $M(1/2\text{Mg}^{2+})$ – молярна маса еквівалента магнію, що розраховується як

$$M(1/2\text{Mg}^{2+}) = f_{\text{екв.}}(\text{Mg}^{2+}) M(\text{Mg}^{2+}) = 1/2 \cdot 24,15 = 12,1 \text{ г/моль.}$$

Дослід 3. Визначення карбонатної (тимчасової) твердості води

Карбонатну (тимчасову) твердість води визначають методом нейтралізації.

У колбу ємкістю 250 мл піпеткою відбирають 100 мл аналізованої проби води, додають 3-5-крапель індикатора метилоранжу, відмічають забарвлення

розчину. Бюретку заповнюють 0,1 н розчином хлоридної кислоти. Кислоту із бюретки повільно додають до проби води при постійному збовтуванні до переходу жовтого кольору в жовтогарячий. Занотують об'єм кислоти (мл), який витрачено на титрування. Дослід повторюють два рази.

Карбонатну твердість води обчислюють за формулою

$$T_{\text{карб.}} = \frac{c(\text{HCl}) \cdot V(\text{HCl}) \cdot 1000}{V_{\text{H}_2\text{O}}}, \text{ ммоль/л, або ммоль-екв/л,}$$

де $c(\text{HCl})$ – молярна концентрація еквівалента кислоти, моль/л;

$V(\text{HCl})$ – об'єм розчину кислоти, витрачений на титрування, мл;

$V_{\text{H}_2\text{O}}$ – об'єм проби води, мл.

Твердість постійну $T_{\text{пост.}}$ обчислюють як різницю між загальною і карбонатною твердістю води:

$$T_{\text{пост.}} = T_{\text{заг.}} - T_{\text{карб.}}$$

Результати занотують у табл. 8. Роблять висновки про придатність води для питних цілей.

Таблиця 8

| $T_{\text{заг.}}$ | $T_{\text{карб.}}$ | $T_{\text{пост.}}$ |
|-------------------|--------------------|--------------------|
| | | |

Лабораторна робота 16

ВИВЧЕННЯ ВЛАСТИВОСТЕЙ СПОЛУК КРЕМНІЮ ТА КАЛЬЦІЮ

І. Самостійна підготовка

Засвоїти поняття та визначення: хімічні властивості сполук кремнію (оксиду кремнію, кремневих кислот, розчинних і нерозчинних силікатів, а та-

кож скла і цементів); хімічні властивості сполук кальцію, карбонату, сульфату кальцію, а також природних сполук: крейди, вапняку, мармуру, гіпсу).

II. Виконати вправи

1. Як добувають гашене і негашене вапно? Скласти рівняння реакцій.
2. Які сполуки кальцію і кремнію застосовують як в'язучі матеріали? Що відбувається при їх твердінні? Скласти рівняння реакцій.

III. Робота в лабораторії

Дослід 1. Добування оксиду і гідроксиду кальцію

Невелику грудку крейди прожарюють 3-5 хвилин у полум'ї газового пальника і охолоджують. До фарфорової чашки з прожареною речовиною додають краплями дистильовану воду (обережно!), а потім декілька крапель фенолфталеїну. Спостереження і рівняння реакцій занотовують до журналу.

Дослід 2. Твердіння вапна

Невелику кількість погашеного вапна розводять у воді, осад фільтрують. Крізь фільтрат барботують вуглекислий газ. Спостереження і рівняння реакцій занотовують до лабораторного журналу. З наведених реакцій виділяють реакцію утворення карбонату кальцію і з її допомогою пояснюють твердіння вапна в будівництві. За допомогою реакції розчинення карбонату кальцію, за умов надлишку вуглекислого газу, пояснюють нетривкість вапняних будматеріалів у кислих, зокрема вуглекислих і вологих середовищах.

Дослід 3. Твердіння гіпсу

У фарфоровій чашці змішують 1,0 г напівводного гіпсу ($\text{CaSO}_4 \cdot 0.5\text{H}_2\text{O}$) з 10 краплями води. Суміш розливають по скляній або іншій достатньо гладкій поверхні і спостерігають момент твердіння суміші. Рівняння реакцій твердіння гіпсу і спостереження занотовують до журналу.

Дослід 4. Добування кремeneвої кислоти з її солі

У пробірку заливають 5 мл напіврозведеного водою конторського клею (силікат натрію) і крізь розчин барботують вуглекислий газ до утворення осаду (замість вуглекислого газу можна використати розчин столового оцту - 5%-ний розчин оцтової кислоти).

Занотовують спостереження, рівняння реакції, визначають склад осаду, роблять висновок до яких (сильних чи слабких) кислот відноситься кремeneва кислота).

Дослід 5. Солі кремeneвої кислоти

У пробірку з розчином силікату натрію додають краплями розчин хлориду кальцію до утворення осаду. Складають рівняння реакції, визначають склад осаду, спостереження і висновки занотовують до лабораторного журналу.

Дослід 6. Добування солей кремeneвої кислоти (силікатний садок)

До стакану з розчином силікату натрію кидають кристали сульфату міді (II), сульфату заліза (II), сульфату нікелю. Занотовують спостереження і рівняння відповідних реакцій.

Дослід 7. Гідроліз силікатів

У пробірку з розчином силікату натрію (інші назви – рідке скло, конторський клей) додають декілька крапель фенолфталеїну, відмічають реакцію середовища, складають відповідні рівняння гідролізу силікатів у воді.

Контрольні завдання

1. Які висновки можна зробити про стійкість будматеріалів на основі кремнію і вуглецю в кислих або лужних середовищах?
2. У чому полягає механізм твердіння вапна й гіпсу?

Зміст

| | |
|--|----|
| 1. Лабораторна робота 1. Основні класи неорганічних сполук | 3 |
| 2. Лабораторна робота 2. Визначення молярної маси еквівалента магнію | 5 |
| 3. Лабораторна робота 3. Вивчення властивостей елементів та їх сполук залежно від їх розташування в періодичній системі Д. І. Менделєєва | 9 |
| 4. Лабораторна робота 4. Вивчення швидкості хімічних реакцій і хімічної рівноваги | 13 |
| 5. Лабораторна робота 5. Вивчення властивостей розчинів електролітів | 17 |
| 6. Лабораторна робота 6. Гідроліз солей | 21 |
| 7. Лабораторна робота 7. Окисно-відновні реакції | 23 |
| 8. Лабораторна робота 8. Властивості металів | 26 |
| 9. Лабораторна робота 9. Гальванічні елементи | 28 |
| 10. Лабораторна робота 10. Корозія металів | 31 |
| 11. Лабораторна робота 11. Захист металів від корозії | 35 |
| 12. Лабораторна робота 12. Вивчення швидкості корозії металів | 41 |
| 13. Лабораторна робота 13. Електроліз | 45 |
| 14. Лабораторна робота 14. Визначення активного оксиду кальцію у вапні | 49 |
| 15. Лабораторна робота 15. Твердість води | 51 |
| 16. Лабораторна робота 16. Вивчення властивостей сполук кремнію та кальцію | 55 |

Навчальне видання

МЕТОДИЧНІ ВКАЗІВКИ

до виконання лабораторних робіт з дисципліни "Загальна та неорганічна хімія" (для студентів 1-2 курсів денної форми навчання напряму 6.040106 – “Екологія, охорона навколишнього середовища та збалансоване природокористування”), з дисципліни "Хімія." Модуль1 "Загальна та неорганічна хімія" (для студентів 1-3 курсів заочної форми навчання напряму 6.040106 – “Екологія, охорона навколишнього середовища та збалансоване природокористування”), з дисципліни "Хімія" (для студентів 1 – 2 курсів денної та 1 – 3 курсів заочної форм навчання напрямів 6.060101 – “Будівництво”, 6.050701 – “Електротехніка та електротехнології”, 6.050702 – “Електромеханіка”, 6.070101 – “Транспортні технології (за видами транспорту)”, 6.030601 – “Менеджмент”), з дисципліни "Хімія." Модуль1 "Загальна хімія" (для студентів 1 – 2 курсів денної та 1 – 3 курсів заочної форм навчання напряму 6.060103 – “Гідротехніка (водні ресурси)”)

| | | |
|-----------|-----------------------|-------------|
| Укладачі: | Олександр Олексійович | Безцінний, |
| | Сергій Васильович | Волювач, |
| | Інна Сергіївна | Зайцева, |
| | Ігор Іванович | Ігнатов, |
| | Наталя Володимирівна | Мокрицька, |
| | Ольга Олексіївна | Мураєва, |
| | Тетяна Павлівна | Нат, |
| | Сергій Вікторович | Нестеренко, |
| | Тетяна Дмитрівна | Панайотова |

Редактор М. З. Аляб'єв

План 2009, поз. 164М

| | | |
|--------------------------|------------------------|---------------------|
| Підп. до друку 6.03.2009 | Формат 60×84 1/16 | Папір офісний |
| Друк на ризографі | Умовн.- друк. арк. 2,7 | Обл.- вид. арк. 3,0 |
| Замовл. № | Тираж 100 прим. | |

61002, Харків, ХНАМГ, вул. Революції, 12

Сектор оперативної поліграфії ЦНІТ ХНАМГ
61002, Харків, вул. Революції, 12